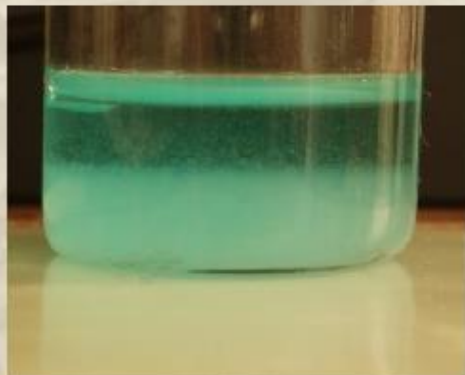


* ВОДНІ РОЗЧИНИ
ЕЛЕКТРОЛІТІВ
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Лабораторна робота

Реакції іонного обміну йдуть до кінця в трьох випадках

якщо утворюється
осад



якщо виділяється
газ



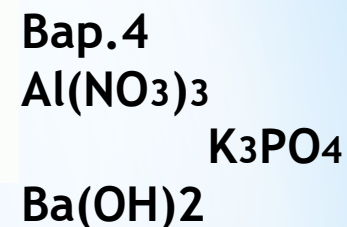
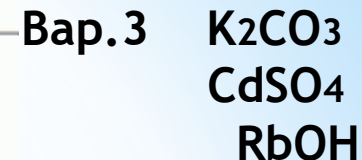
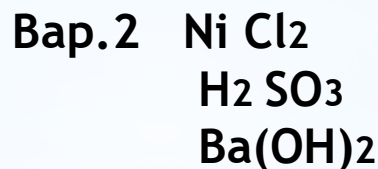
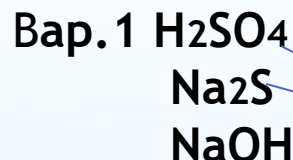
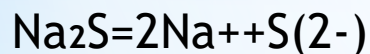
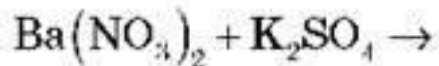
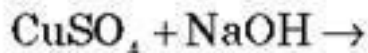
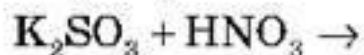
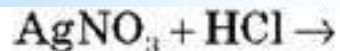
якщо утворюється
вода



ДОПУСК

Написати іонні рівняння взаємодії між речовинами

Іонні рівняння



РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °C)

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	H	M	-	M	M
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	-	-	M	-	H	M	P	H	-	-	M	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	H	M	H	H	-	-	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	M	-	-	H	-	-	H	H	M	-	-	H	-
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P

Умовні позначення: **P** – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);

M – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);

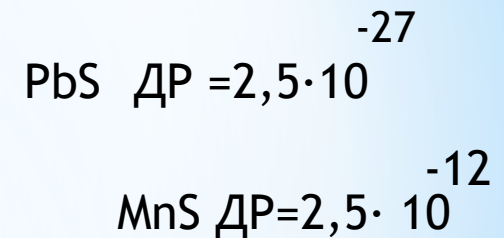
H – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);

- – сполука розкладається водою або не існує.

Дослід 1. Обмінні реакції в розчинах електролітів

а) Налийте у три пробірки по 2–3 мл розчинів: у першу – FeCl_3 , у другу – CuSO_4 , у третю – MgCl_2 . У кожен з пробірок додайте розчин лугу. Відмітьте кольори осадів. Напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

б) Налийте у пробірку 2–3 мл розчину $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ та додайте такий самий об'єм розчину Na_2S . Відмітьте колір осаду, що утворився. До цього осаду влийте по краплях розчин $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Як змінився колір осаду? Свої спостереження опишіть відповідними рівняннями хімічних реакцій. Поясніть явища, які ви спостерігали, **використовуючи значення добутків розчинності малорозчинних речовин.**

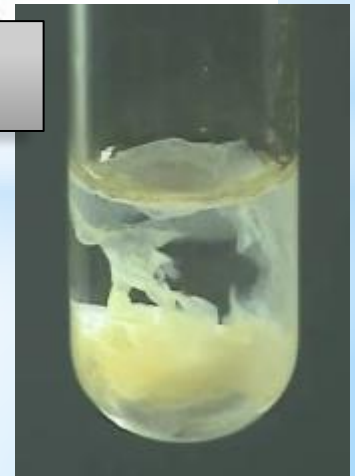
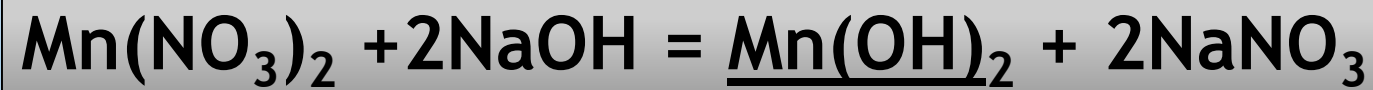
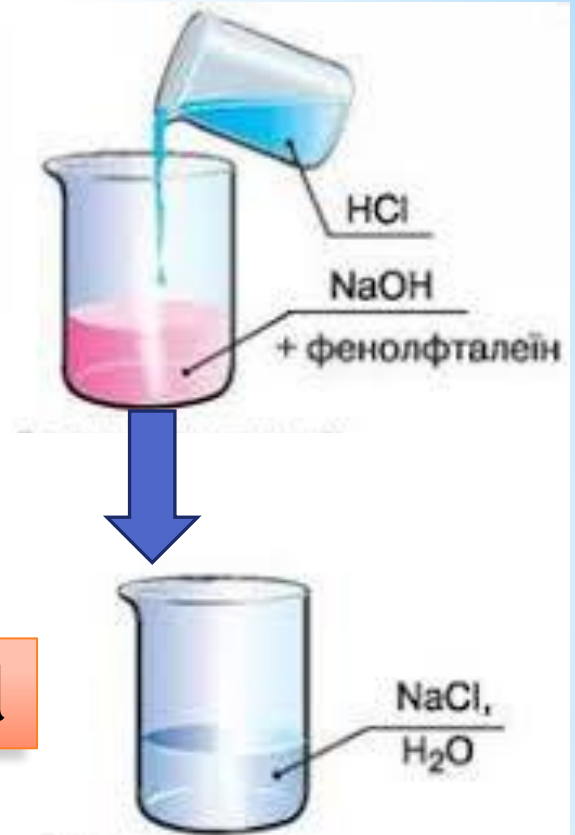


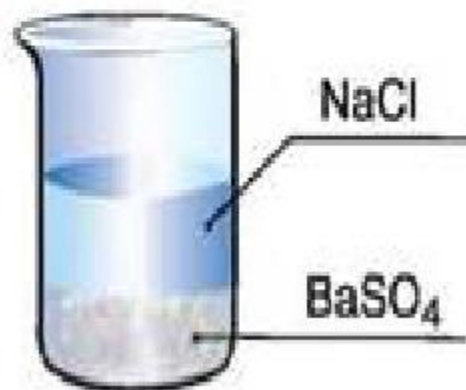
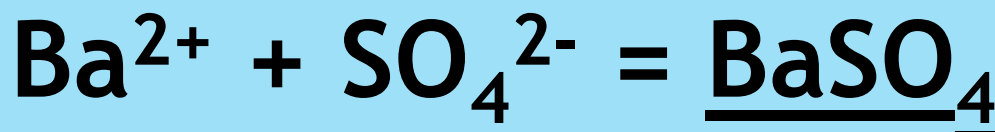
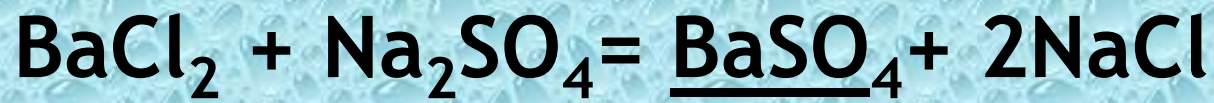
в) Налийте у пробірку 2–3 мл розчину NH_4Cl та додайте розчин лугу. Напишіть рівняння реакції утворення NH_4OH . Нагрійте пробірку з реакційною сумішшю. Який газ виділяється? Напишіть рівняння розкладу амоній гідроксиду.

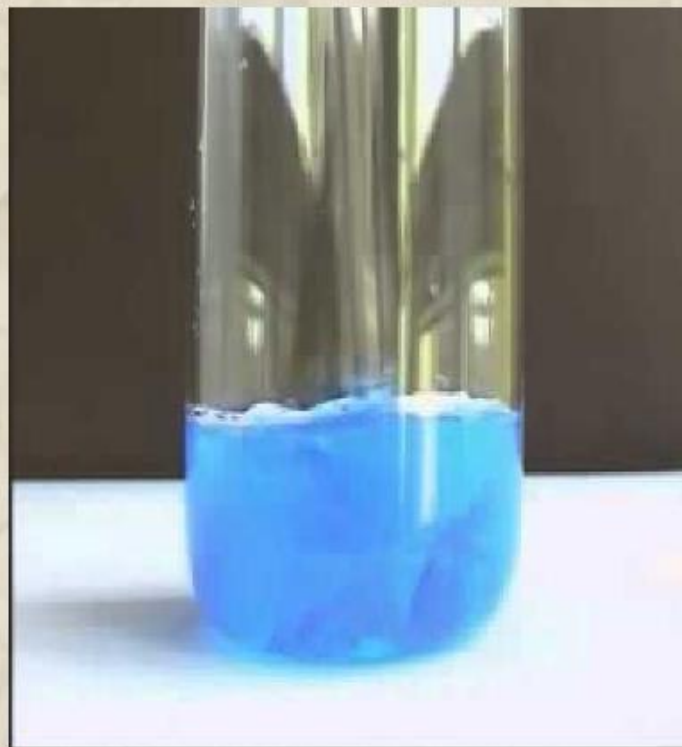
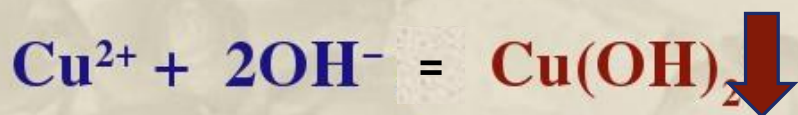
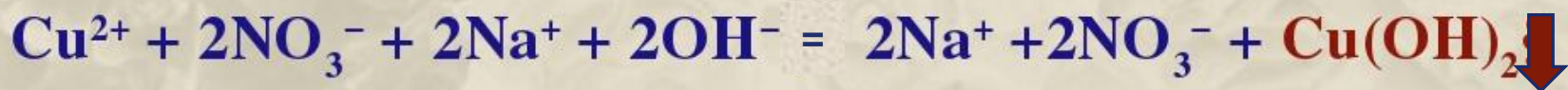
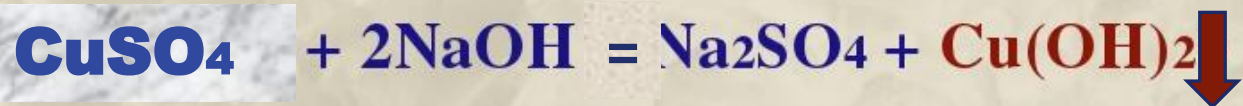
$$K_a = 10^{-5}$$
$$K_a = 10^{-3}$$

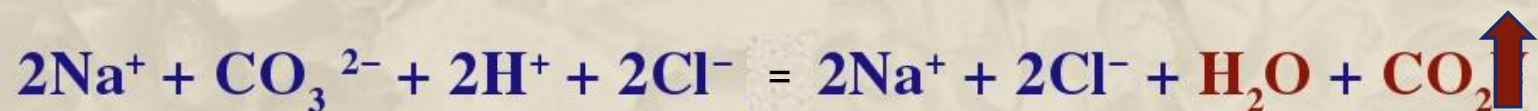
г) Налийте в дві пробірки по 2–3 мл розчину лугу та додайте по 2–3 краплі фенолфталеїну. Відмітьте колір розчинів. По краплях додавайте в одну пробірку розчин сульфатної кислоти, а в другу – розчин ацетатної кислоти до знебарвлення розчинів. Скільки крапель кислоти потрібно у кожному випадку? Поясніть результати дослідів, порівнюючи силу кислот. **Які константи треба використовувати при цьому?**

Дослід 1а









СИЛЬНІ ТА СЛАБКІ КИСЛОТИ ТА ОСНОВИ

СИЛЬНІ

Кислоти

H_2SO_4 , HCl , HClO_4 , HMnO_4 ,
 HNO_3 , HBr , HClO_3 ,
 HI

Основи

LiOH Ca(OH)_2
 NaOH Sr(OH)_2
 KOH Ba(OH)_2
 RbOH
 CsOH

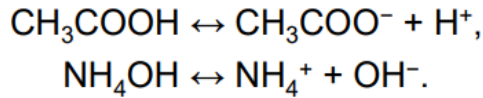
СЛАБКІ

H_2SO_3 , HF , H_2SiO_3 , HClO ,
 HNO_2 , H_2S , H_2CO_3 , HClO_2 ,
 H_3PO_4 , HCOOH ,
 CH_3COOH
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$

Всі нерозчинні гідрооксиди

Cu(OH)_2 NH_4OH
 Mg(OH)_2 (вийняток)
 Fe(OH)_2
 Be(OH)_2
 Fe(OH)_3
 Al(OH)_3

Оборотна дисоціація слабких електrolітів



- По закону діючих мас константа рівноваги процесу дисоціації – **константа дисоціації** K_d розраховується як

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}; \quad K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}.$$

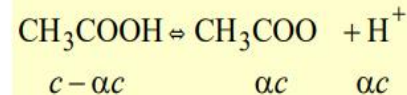
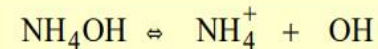
Закон розведення Оствальда

Ступінь дисоціації слабкого електrolіту залежить від розведення розчину ($1/c$).

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}$$

- Ступінь дисоціації зростає зі зменшенням концентрації розчиненої речовини (розведенням розчину).

- Встановлює зв'язок ступеня і константи дисоціації слабкого електrolіту.
- Якщо концентрація розчину електrolіту c , ступінь дисоціації α , то



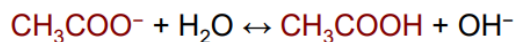
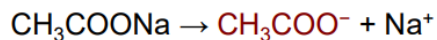
константу дисоціації розраховують як

$$K_a = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c - \alpha c} = \frac{\alpha^2 c^2}{c(1 - \alpha)}; \text{ якщо } \alpha \ll 1, (1 - \alpha) \rightarrow 1$$

тоді ступінь дисоціації: $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$

Константа гідролізу

- Розглянемо гідроліз ацетату натрію:



- За законом діючих мас константа рівноваги процесу гідролізу K_r :

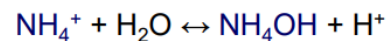
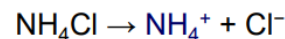
$$K_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; K_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w; \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_a$$

$$K_r = \frac{K_w}{K_a}$$

Константа гідролізу

- Розглянемо гідроліз хлориду амонію:



- За законом діючих мас константа рівноваги процесу гідролізу K_r :

$$K_r = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; K_r = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w; \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = K_b$$

$$K_r = \frac{K_w}{K_b}$$

33

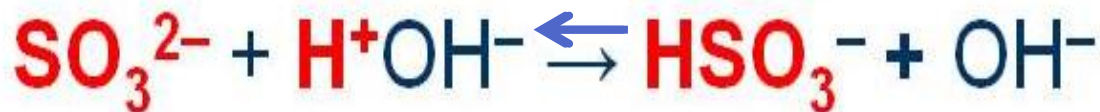
Константа гідролізу

- Для солі, утвореної аніоном слабкої кислоти і катіоном слабкої основи константа гідролізу K_r

$$K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

Індикатор визначає наявність іонів OH^- H^+

Розчин індикатора у воді	Луги	Кислоти
фенолфталеїн	OH^-	
метилоранж	OH^-	H^+
лакмус	OH^-	H^+



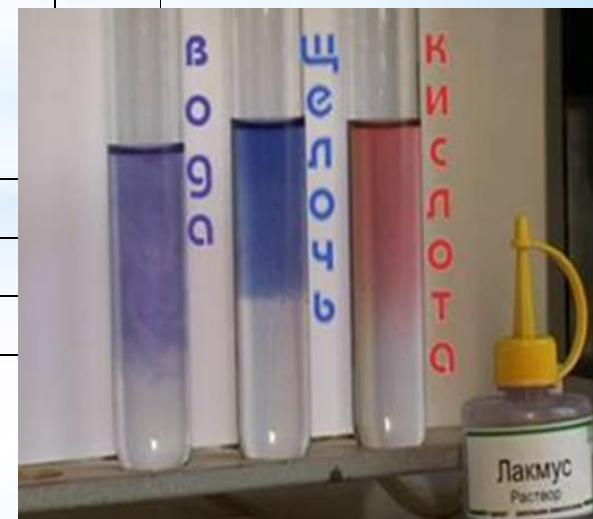
Сіль утворена сильною
основою та
сильною кислотою

$\text{Li}_2\text{SO}_4, \text{KCl}, \text{NaCl}, \text{NaNO}_3$
НЕ ВІДБУВАЄТЬСЯ

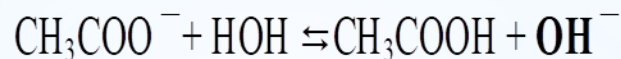
Гідроліз солей

У чотири пробірки налейте по 1/3 об'єму води та додайте декілька крапель універсального індикатора. В кожну пробірку помістіть шпателем декілька кристалів солей: AlCl_3 , Na_2CO_3 , KCl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. За зміною кольору індикатора визначте реакцію середовища у розчинах кожної солі. Напишіть іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу за першим ступенем

ФОРМУЛА СОЛІ	Реакції гідролізу	Індикатор	pH
AlCl_3			
Na_2CO_3	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \underset{\text{сил.}}{\text{CO}_3^{2-}} + \underset{\text{слабк.}}{\text{CO}_3^{2-}}$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} =$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$		
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$			
CH_3COONa			
KCl			

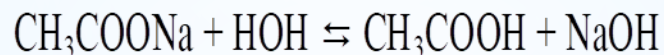


Например, $\text{CH}_3\text{COONa} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$; соль CH_3COONa образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH . Следовательно, гидролиз пойдет по “слабому звену” – иону CH_3COO^- :



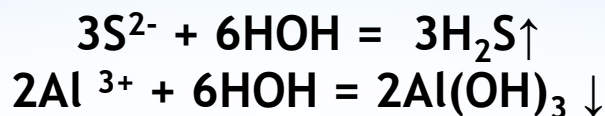
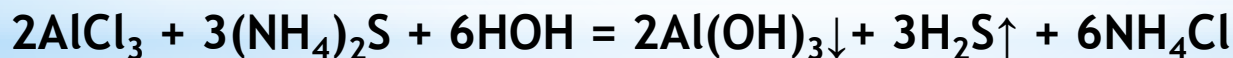
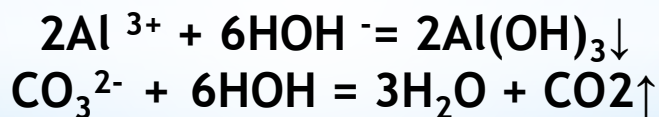
Наличие ионов OH^- свидетельствует о щелочном характере среды, т.е. $\text{pH} > 7$.

Молекулярное уравнение гидролиза:



Дослід 3.

Сумісний гідроліз солей У дві пробірки налийте 2–3 мл розчину солі Алюмінію. В одну пробірку додайте розчин натрій карбонату та спостерігайте утворення осаду та виділення газу. У другу пробірку додайте розчин амоній сульфїду, спостерігайте також появу осаду та запаху сірководню. Поясніть ваші спостереження та напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.



pH =?

Примеры решения задач по теме «Произведение растворимости»

Пример 1.

Растворимость гидроксида магния $Mg(OH)_2$ при $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти произведение растворимости $Mg(OH)_2$ при этой температуре.

Решение: При растворении каждого моля $Mg(OH)_2$ в раствор переходит 1 моль ионов Mg^{2+} и вдвое больше ионов OH^- . Следовательно, в насыщенном растворе $Mg(OH)_2$.

$$[Mg^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; [OH^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л, отсюда:}$$
$$PP(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}$$

$$DP = S \times 2S$$

Лабораторна работа ДР

. Условия растворения осадка

Цель опыта: изучение условий растворения осадка

Опыт 2.а

Материалы: 5% растворы хлорида кальция и оксалата аммония, 10% растворы уксусной и соляной кислот.

Ход опыта: В двух пробирках получить осадок оксалата кальция (к раствору CaCl_2 добавить 2–3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$).

Прибавить в одну пробирку несколько капель разбавленной соляной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку прибавить такой же объем разбавленной уксусной кислоты. Убедиться в практической нерастворимости CaC_2O_4 во втором случае. Объяснить наблюдения, сравнивая произведения растворимости.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Концентрация какого иона влияет на растворимость оксалата кальция в кислотах?

Опыт 2.6

Материалы: 5% растворы сульфата железа (II) и сульфата меди (II), 10% раствор соляной кислоты.

Ход опыта: Приготовьте две пробирки. Внесите в одну из них 2 капли раствора сульфата железа, а в другую – 2 капли раствора сульфата меди. В каждую пробирку добавьте по две капли раствора сульфида аммония (сделайте это при включенной тяге). Отметьте появление осадков. К осадкам сульфида железа и меди добавьте по 5–7 капель соляной кислоты. Наблюдения опишите.

Запишите уравнения реакций получения сульфидов в ионном виде. В какой пробирке осадок не растворился? Запишите уравнение реакции растворения осадка в ионном и молекулярном виде. При каком условии:

$C(Fe^{+2}) \cdot C(S^{-2}) > PP(FeS)$ или $C(Fe^{+2}) \cdot C(S^{-2}) < PP(FeS)$ растворяется осадок малорастворимого сульфида?

Пользуясь значениями $PP(FeS)$, объясните, почему один из сульфидов растворился в соляной кислоте, а другой – нет. Сделайте вывод о влиянии концентрации ионов растворителя на растворение осадков.

Растворение осадка при переосаждении малорастворимых веществ

Цель опыта: изучение условий растворения осадка

Материалы: 5% растворы $Pb(NO_3)_2$, Na_2SO_4 , K_2CrO_4 , $MgSO_4$, HCl .

Опыт 3.а

Ход опыта: В пробирку внести две капли раствора $Pb(NO_3)_2$ и прибавить три капли раствора Na_2SO_4 . Отметить цвет получившегося осадка. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Отстоять осадок, слить жидкость. Подсушить фильтровальной бумагой. После чего прибавить к осадку 3–4 капли раствора K_2CrO_4 и перемешать стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка?

Написать молекулярное и ионное уравнения реакций. Указать значения произведения растворимости полученных малорастворимых веществ, объяснить переход $PbSO_4$ в $PbCrO_4$.

Опыт 3.6

Ход опыта: Из растворов сульфата магния с молярной концентрацией 0,25 моль/л и гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,5 моль/л получить гидроксид магния. Разлить на две пробирки. В одну пробирку добавить 1 каплю раствора соляной кислоты с молярной концентрацией HCl равной 2 моль/л, перемешать стеклянной палочкой. Затем продолжать добавлять кислоту по капле. Сколько капель понадобится для растворения осадка? Во вторую пробирку по каплям добавляйте хлорид аммония с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л. Записать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций растворения осадка в соляной кислоте и хлориде аммония. Почему в одном случае растворение осадка произошло раньше?

C, N₂, O₂

Cd-Ba

Rb-Ag

Cr-Se

Ba-Hg

V-As