

199

Лабораторная работа РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: изучить процессы, протекающие в водных р-рах электролитов: электрической проводимости, электролитической диссоциации, растворимости малорастворимых электролитов, гидролиза солей.

Основные понятия: электрическая проводимость электролитов, электролитическая диссоциация, степень диссоциации, слабые и сильные электролиты, константа диссоциации, электролитическая диссоциация воды, водородный показатель среды, реакции в электролитах

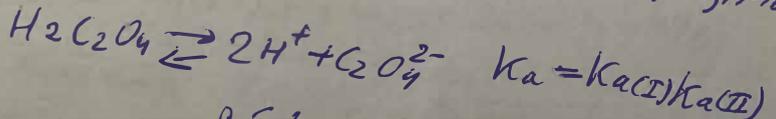
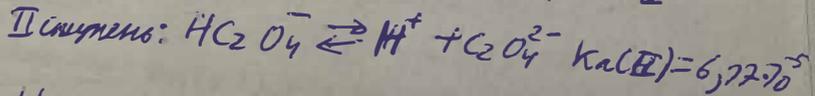
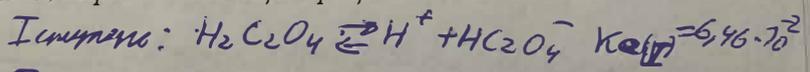
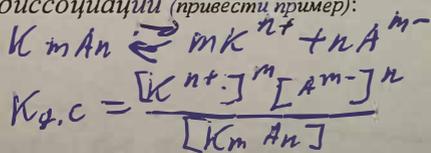
(а)

Степень диссоциации: количественная хар-ка электролитической диссоциации, равная отношению числа диссоциированных молекул $N_{дис}$ к общему числу молекул электролита в растворе $N_{общ}$: $\alpha = N_{дис} / N_{общ}$

Сильные электролиты (привести примеры соединений): HCl -ва, в растворе практически полностью диссоциированные на ионы ($\alpha \approx 1$). В водных р-рах сильными электролитами являются также кислоты, как $HClO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , а также гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

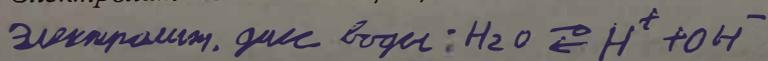
Слабые электролиты (привести примеры соединений): HCl -ва, степень диссоциации которых $\alpha \ll 1$. Удобно к слабым электролитам относятся HCl -ва со степенью диссоциации $\alpha \leq 0,5$; к сильным — $\alpha > 0,5$

Равновесие диссоциации слабого электролита, выражение концентрационной константы диссоциации (привести пример):



Подвижность равновесия диссоциации (объяснить на примере): Добавление к р-ру уксусной кислоты CH_3COOH приведет к повышению концентрации ионов CH_3COO^- и в соответствии с принципом Ле Шателье равновесие диссоциации сместится влево

Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды:



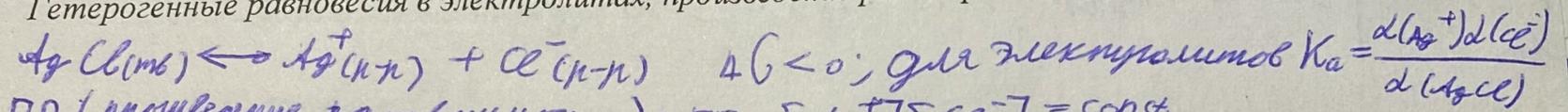
Ионное произведение воды — произведение конц. $[H^+]$ и $[OH^-]$ — величина постоянная при постоянной температуре и равная 10^{-14} при $22^\circ C$; K_{OH} числ. сува. тем-ры.

Водородный и гидроксидный показатели среды: водородный показатель: $pH = -\lg[H^+]$
 гидроксидный показатель: $pOH = -\lg[OH^-]$

Условия протекания реакций обмена в электролитах (привести примеры):

Необходимым условием протекания реакции между электролитами (солями, кислотами и основаниями) является образование менее растворимого вещества (вода, слабая кислота), осадка или газа. Условием образования осадка является превышение значения произведения концентраций ионов над значением произведения растворимости: $C_{k^{n+}} \cdot C_{l^{m-}} > ПР$

Гетерогенные равновесия в электролитах, произведение растворимости (привести пример):

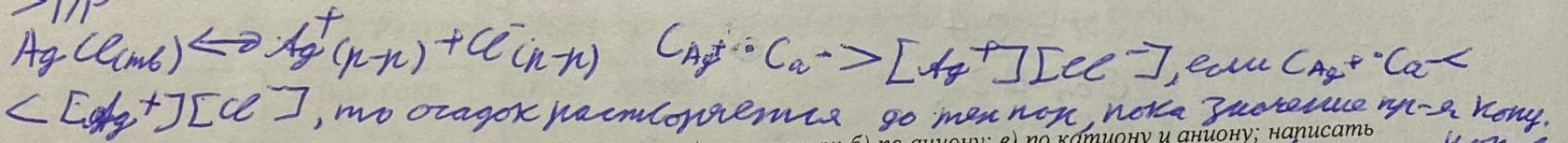


ПР (произведение растворимости): $ПР = [Ag^+][Cl^-] = const$

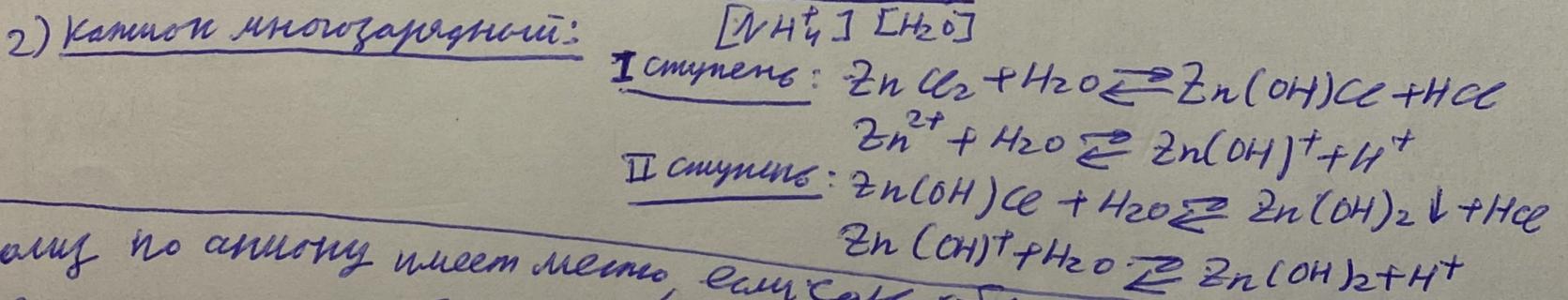
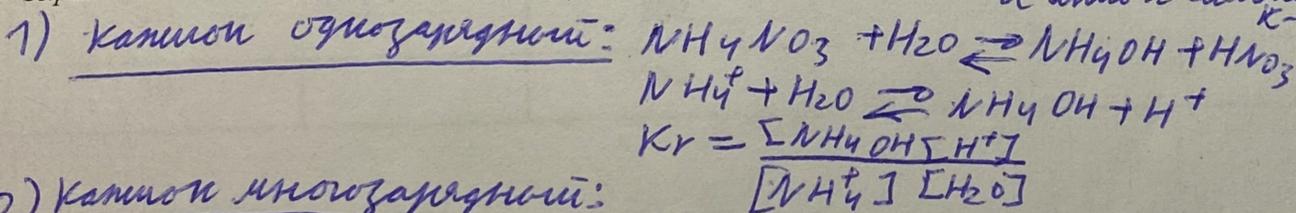
В общем виде: для $k_m A_n \rightleftharpoons m K^{n+} + n A^{m-}$ (осадок / насыщенный раствор); $ПР = [K^{n+}]^m [A^{m-}]^n = const$

Условия выпадения и растворения осадка (показать на предыдущем примере):

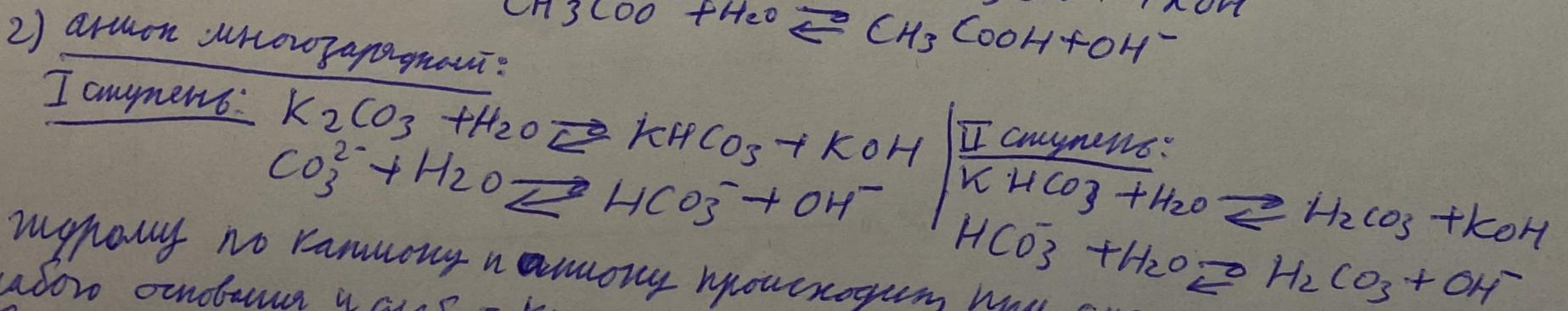
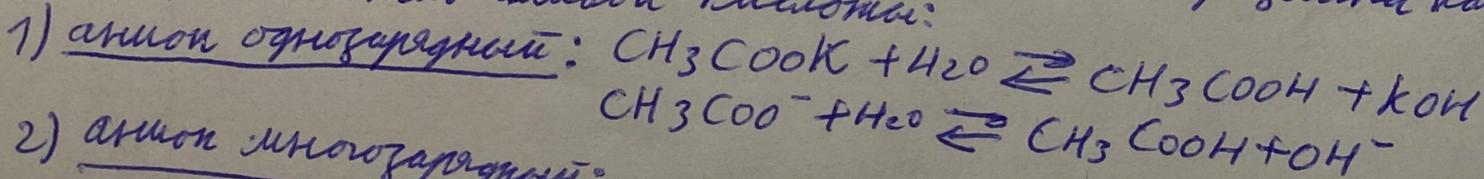
Условием образования осадка является превышение значения произведения концентраций ионов над значением произведения растворимости $C_{k^{n+}} \cdot C_{l^{m-}} > ПР$



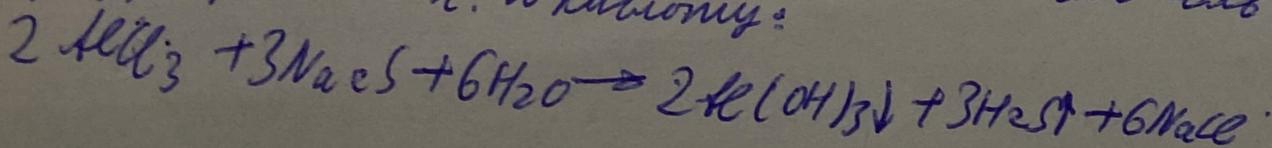
Гидролиза солей (привести примеры гидролиза солей: а) по катиону; б) по аниону; в) по катиону и аниону; написать выражения констант гидролиза): а) гидролиз по катиону (катион слабого осн. и анион сильной к-ты)



б) гидролиз по аниону имеет место, если соль образована катионом сильной кислоты и анионом слабой кислоты:



3) гидролиз по катиону и аниону происходит при смешении растворов солей слабого основания и слабой кислоты, при этом соль полностью распадается на образующие ее осн. и кислоту:



Практическая часть

Опыт 1. Зависимость электрической проводимости растворов от степени диссоциации электролитов

Таблица 1. Результаты измерений электрической проводимости разных электролитов

Электролит	Уравнение диссоциации	Концентрация C , моль/л	Сила тока I , мА	Относительная сила электролита
HCl		0,1		
CH ₃ COOH		0,1		
NaOH		0,1		
NH ₄ OH		0,1		

Вывод: (объясните разную проводимость электролитов)

Не делать!!!

Опыт 2. Зависимость электрической проводимости раствора от концентрации сильного электролита

Электролит: растворы H₂SO₄

Уравнение полной диссоциации:

Таблица 2. Результаты измерений проводимости растворов H₂SO₄

Концентрация раствора ω , %	Сила тока I , мА	Концентрация раствора ω , %	Сила тока I , мА	Концентрация раствора ω , %	Сила тока I , мА
10		40		70	
20		50		80	
30		60		90	

График зависимости $I = f(\omega)$

↑ I , мА

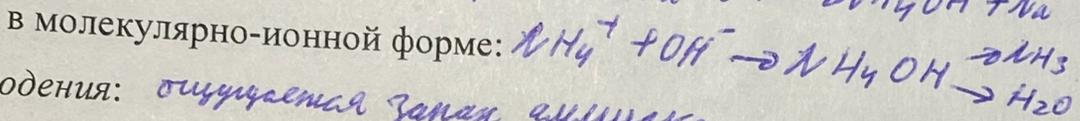
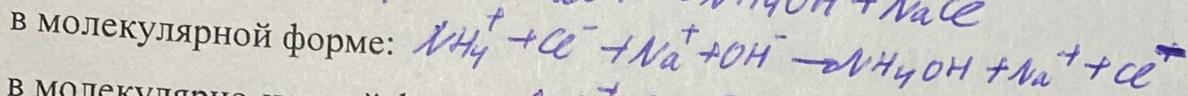
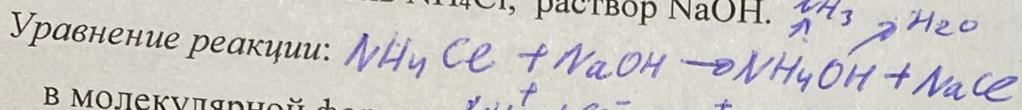
→ ω , %

Не делать!!!

Вывод: (объясните вид зависимости $I = f(\omega)$, учитывая, что H_2SO_4 – сильный электролит)

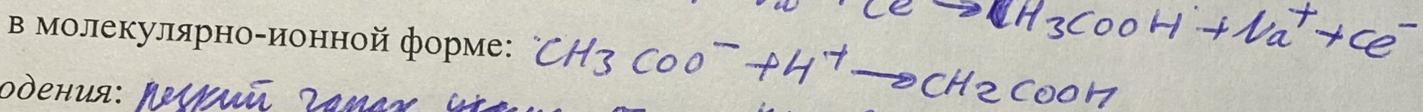
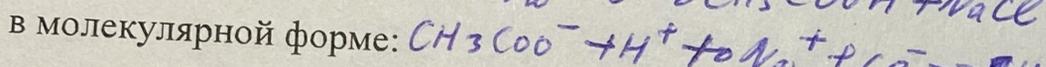
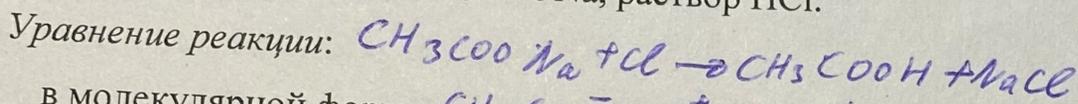
Опыт 3. Определение направления протекания ионнообменных реакций с участием электролитов

1) Реагенты: твердая соль NH_4Cl , раствор $NaOH$. $NH_3 \rightarrow H_2O$



Наблюдения: ощущается запах аммиака

2) Реагенты: твердая соль CH_3COONa , раствор HCl .



Наблюдения: резкий запах уксуса, осадок не образуется.

лучи протекает в сторону образования слабого электролита

Вывод: (укажите направление протекания реакций, используя данные по константам диссоциации соответствующих электролитов - $K_b(NH_4OH) = 1,77 \cdot 10^{-5}$, $K_a(CH_3COOH) = 1,86 \cdot 10^{-5}$)

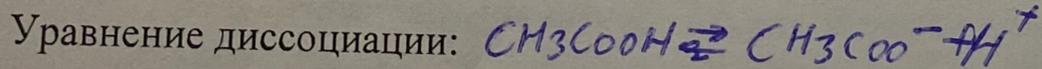
равновесие смещается в сторону в-в с малой $K_{дис}$. ($K_b < 10^{-4}$)
- слабый э-т

Опыт 4. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

Таблица 3. Цвет универсального индикатора при разных значениях pH

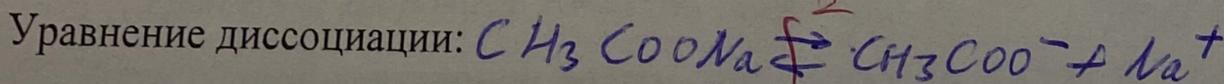
pH	Цвет	pH	Цвет	pH	Цвет
1...3	Красный	7	Зеленый	9, 10	Голубой
4, 5	Оранжевый	8	Бирюзовый	11...13	Фиолетовый
6	Желтый				

Реагент: раствор CH_3COOH



pH раствора: 3

Реагент: твердая соль CH_3COONa



Смещение положения равновесия диссоциации CH_3COOH при введении CH_3COONa :

pH раствора: 4

Направление смещения: \leftarrow в сторону ион. в-в.

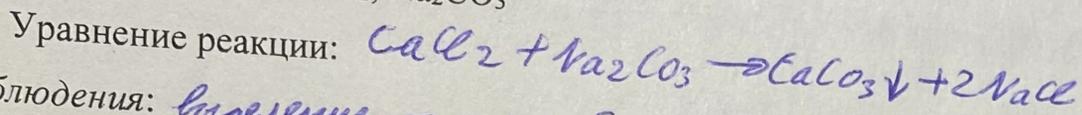
Если соль хорошо растворима, то Δ считать ≈ 1

Вывод: (объясните смещение равновесия диссоциации слабого электролита и изменения степени его диссоциации при введении сильного электролита с одноименным ионом)

При введении в раствор слабого электролита одноименных ионов степень диссоциации уменьшается, диссоциация подавляется, равновесие смещается в сторону недиссоциированных молекул (влево)

Опыт 5. Получение и растворение осадков малорастворимых электролитов

Реагенты: растворы CaCl_2 , Na_2CO_3

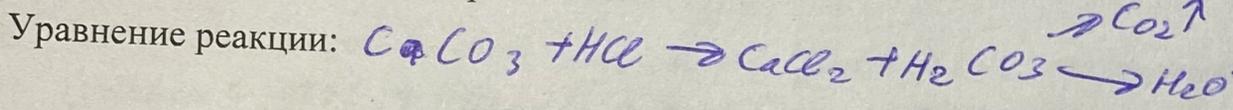


Наблюдения: выделение осадка белого цвета

Выражение ПР соли, выпавшей в осадок:

$$P_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 3,8 \cdot 10^{-9} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Реагенты: осадок CaCO_3 , раствор HCl



$$\text{CaCO}_3 = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0,1}{2} = 0,05 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$P_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (0,03)^2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

Наблюдения: растворение осадка, выделение газа

Условие выпадения осадка $\text{Если } P_{\text{CaCO}_3} > P_{\text{CaCO}_3} \Rightarrow \text{электролит находится в осадке}$

Условие растворения осадка $P_{\text{CaCO}_3} > P_{\text{CaCO}_3} \Rightarrow \text{электролит находится в растворе}$

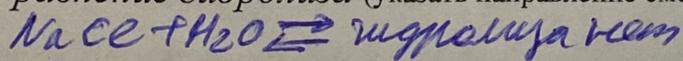
Вывод: (объясните наблюдаемые явления)

т.к. константа диссоциации соляной кислоты = 1 (сильная кислота), уксусная (слабая кислота), поэтому соляная кислота вытесняет уксусную кислоту из раствора, из-за чего растворяется осадок и выделяется газ

Опыт 6. Влияние природы соли на процесс гидролиза

а) Реагенты: 0,1н раствор NaCl

Уравнение гидролиза (указать направление смещения реакции):

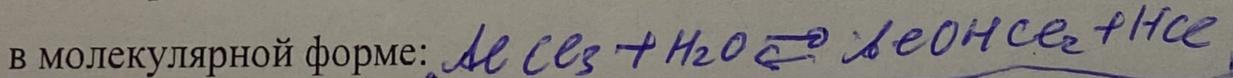


Наблюдения: индикатор стал светло-зеленым $\Rightarrow \text{pH} = 7$
 \Rightarrow нейтр. к-та.

б) Реагенты: 0,1н раствор AlCl_3

Уравнение гидролиза AlCl_3 (по I ступени):

индикатор по камбону



слаб. осн.; сильн. к-та.

в молекулярно-ионной форме: $Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons (AlOH)^{2+} + H^+$

Наблюдения: кислая среда

pH = 3

в) Реагенты: 0,1н раствор Na_2CO_3

Уравнение гидролиза Na_2CO_3 (по I ступени): $Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$

в молекулярной форме: $2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-$

в молекулярно-ионной форме: $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

Наблюдения: щелочная среда

pH = 9

Вывод: (объясните причины гидролиза солей) степень зависит от природы соли

- 1) сильное осн + сильная кислота - гидролиза нет
- 2) слабое осн + сильная кислота - гидролиз по катиону $pH < 7$
- 3) сильное осн + слабая кислота - гидролиз по аниону $pH > 7$

Опыт 7. Влияние температуры на степень гидролиза

Реагенты: раствор CH_3COONa ;

Индикатор: фенолфталеин.

Условия проведения опыта: нагревание

Уравнение гидролиза CH_3COONa : $CH_3COONa + H_2O \xrightarrow{t^\circ} CH_3COOH + NaOH$

в молекулярной форме: $CH_3COO^- + Na^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + Na^+ + OH^-$

в молекулярно-ионной форме: $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

Наблюдения:

до нагревания: белый осадок

после нагревания: малиновый раствор.

Вывод: (укажите направление смещения положения равновесия гидролиза при повышении температуры и определите, экзо- или эндотермическим является процесс гидролиза)

С повышением t° степень гидролиза растет; равновесие смещается в сторону поглощения тепла

→

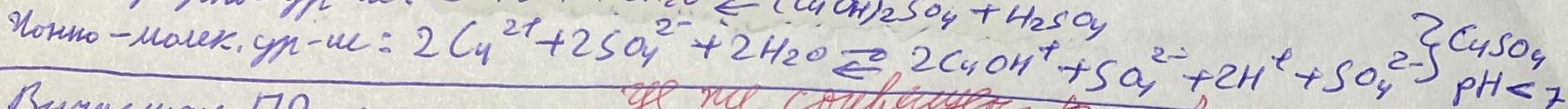
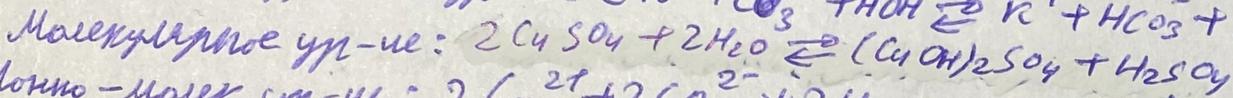
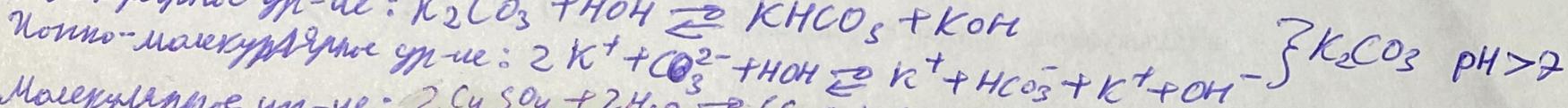
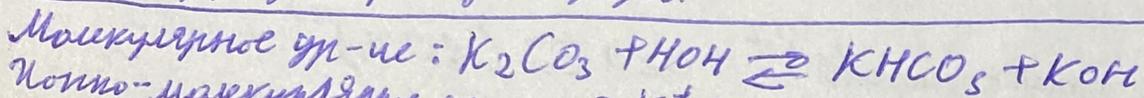
$pH > 7$

$\Delta H > 0 \Rightarrow$ эндотерм.

20/11

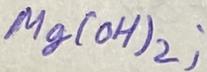
Задача:

1. Написать молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза K_2CO_3 , $CuSO_4$, указать реакцию среды.

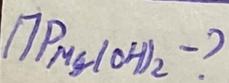


2. Вычислите $PP_{Mg(OH)_2}$; если растворимость $Mg(OH)_2$ при данной температуре равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л

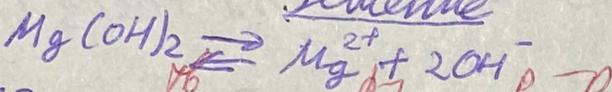
Дано:



$S_{Mg(OH)_2} = 1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л



Решение



$PP_{Mg(OH)_2} = [Mg^{2+}] [OH^-]^2 = x (2x)^2 = 4x^3$

$4x^3 = \frac{S}{M_{Mg(OH)_2}} \Rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-4}}{4 \cdot 58}} = 0,00901544$ моль/л

Ответ: $PP_{Mg(OH)_2} = 0,00901544$ (моль/л)³

20