

Лабораторная работа

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: изучение процессов, протекающих в водных растворах электролитов: электрической проводимости, электролитической диссоциации, растворимости малорастворимых электролитов, гидролиз 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

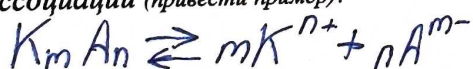
Степень диссоциации: $\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{исх}}}$ — отношение числа диссоциировавших молекул $N_{\text{дис}}$ к исходному числу молекул электролита в растворе $N_{\text{исх}}$

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{исх}}}$$

Сильные электролиты (привести примеры соединений): вещества, в растворе практически полностью диссоциировавшие на ионы ($\alpha \approx 1$). В водных растворах сильными электролитами являются такие кислоты, как HClO_4 , HMMnO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , а также гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов LiOH , NaOH , KOH , ABOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 , большинство солей.

Слабые электролиты (привести примеры соединений): вещества, степень диссоциации которых $\alpha \ll 1$. ~~Условно к слабым электролитам относятся вещества со степенью диссоциации $\alpha < 0,5$, к сильным — $\alpha > 0,5$~~ Пример: некоторые растворимые соли AgCl , Hg(CN)_2 , Fe(CN)_5 , $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2$, NH_4OH , H_2O_2 ; Кислоты: H_2S , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , HCN , HClO , HBrO , HIO .
 Пример H_2O ; H_2CO_3 ; Pb(OH)_2 ; H_2S ; H_2SO_3 ; H_2SiO_3 ; H_3BO_3 ; CH_3COOH

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



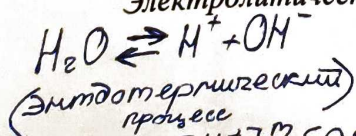
$$K_{\text{д.с.}} = \frac{[K^{n+}]^m [A^{m-}]^n}{[K_m A_n]}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,93 \cdot 10^{-10}$$

Подвижность равновесия диссоциации (объяснить на примере): $\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^{2+} + \text{A}^{2-}$. При введении в раствор электролитов ионов K^{2+} и A^{2-} произойдет сдвиг равновесия диссоциации влево: (т.е. второму образованию не диссоциировавших молекул) в соответствии с принципом Ле-Шателье-Брауна и установится равновесие с другими концентрациями $[\text{K}^{2+}]$, $[\text{A}^{2-}]$ и $[\text{KA}]$. Т.е. добавление одноименных катионов равносильно увеличению слабого электролита и уменьшению его диссоциации.

Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды:



$$K_{\text{д.с.}} = \frac{[\text{H}^+]^m [\text{OH}^-]^n}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$\alpha \approx 10^{-7}$

ионное произведение воды K_w

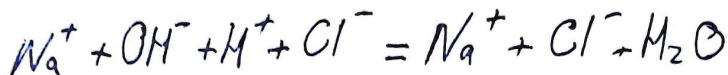
$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д.с.}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1 \cdot 10^{-14} = \text{const}$$

при $T = \text{const}$

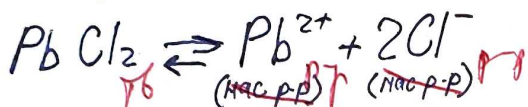
Водородный и гидроксидный показатели среды:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-]$$

Условия протекания реакций обмена в электролитах (привести примеры):



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

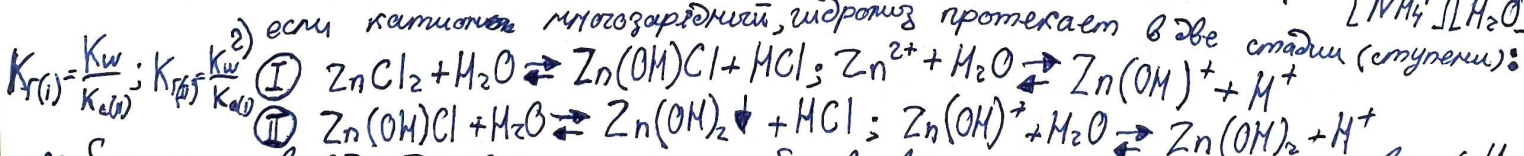
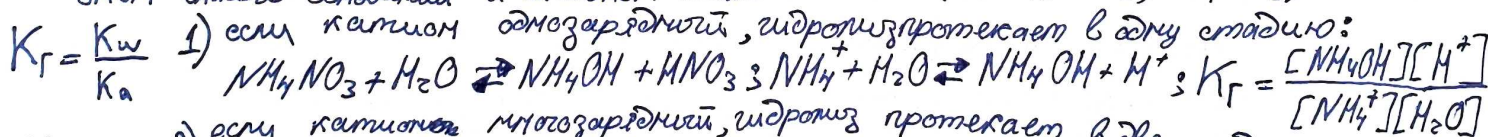


$$PP = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = const \text{ при } T=const$$

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

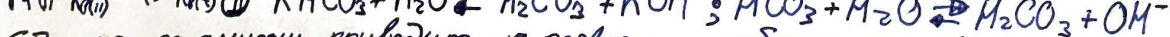
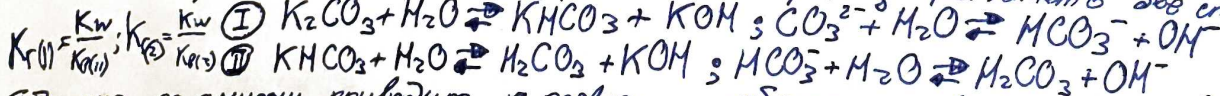
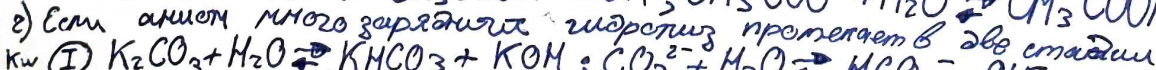
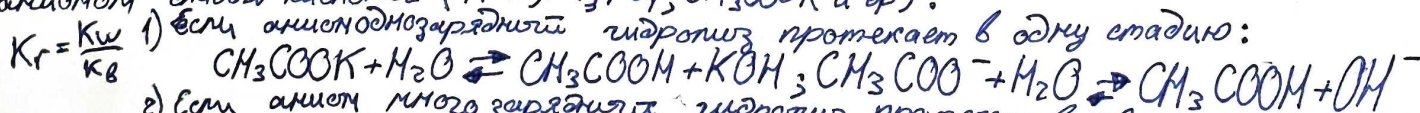
$$C_{K^{+}}^m \cdot C_{Cl^{-}}^n \geq PP$$

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 имеет место, если соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($SnSO_4, ZnCl_2, NH_4NO_3$ и т.д.):



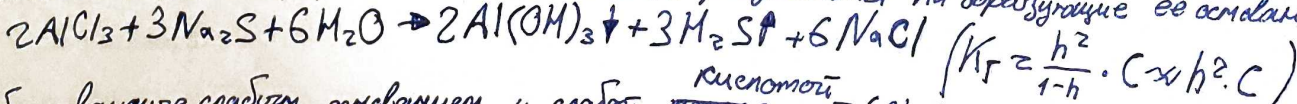
Избыток ионов водорода в этом случае обуславливает кислую среду раствора ($pH < 7$). Как правило, самопроизвольный гидролиз идет по первой ступени.

б) гидролиз по аниону имеет место, если соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (KCN, Na_2PO_4, CH_3COOK и др.):



Гидролиз по аниону приводит к увеличению избытка ионов OH^- , т.е. раствор становится щелочным ($pH > 7$). Как правило, самопроизв. гидролиз происходит по I ступени.

в) гидролиз по катиону и аниону происходит присоединением растворов солей слабого основания и слабой кислоты, при этом соль полностью разлагается на образующие ее основания.



Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой (Al_2S_3, NH_4CH_3COO и др.), в водном растворе подвергаются полному гидролизу и не могут быть выведены из раствора.

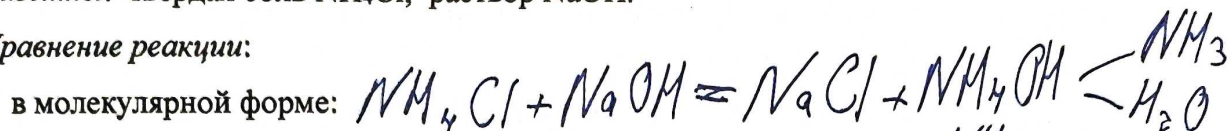
Вывод: (объясните вид зависимости $I = f(\omega)$, учитывая, что H_2SO_4 — сильный электролит)

Опыт 3. Определение направления протекания ионнообменных реакций с участием электролитов

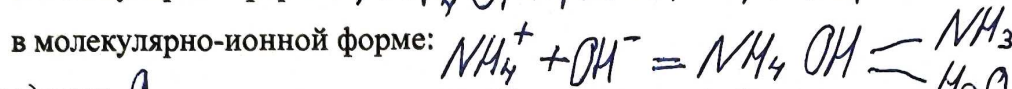
1) Реагенты: твердая соль NH_4Cl , раствор $NaOH$.

Уравнение реакции:

в молекулярной форме:



в молекулярно-ионной форме:

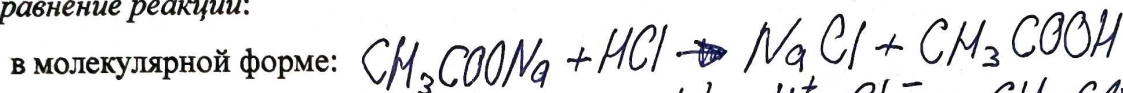


Наблюдения: ощущается резкий запах, выделяется аммиак

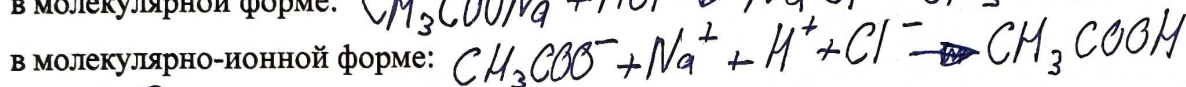
2) Реагенты: твердая соль CH_3COONa , раствор HCl .

Уравнение реакции:

в молекулярной форме:



в молекулярно-ионной форме:



Наблюдения: образование уксусной кислоты

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

Ионный обмен реакции протекает в сторону образования слабого электролита (т.е. с $K < 10^{-4}$)

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

Уравнение диссоциации:

pH раствора: 3

Реагент: твердая соль CH_3COONa

Уравнение диссоциации:



Смещение положения равновесия диссоциации CH_3COOH при введении CH_3COONa :

pH раствора: 4

Направление смещения:



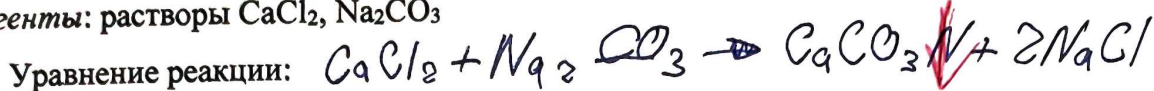
для хорошего растворения соли $\alpha \approx 1$.

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. Равновесие смещается в сторону не диссоциировавших молекул.

Опыт 5. Получение и растворение осадков малорастворимых электролитов

Реагенты: растворы CaCl_2 , Na_2CO_3



Наблюдения: белый осадок

Выражение ПР соли, выпавшей в осадок:

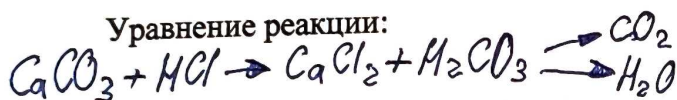
$$P_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 3,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

$$T = 25^\circ\text{C} (75^\circ\text{F})$$

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

Реагенты: осадок CaCO_3 , раствор HCl

Уравнение реакции:



Наблюдения:

Выделение газа

Растворение осадка

Условие выпадения осадка

$$PK \gg PR$$

$$K_d \text{HCl} \approx 1$$

$$K_d \text{H}_2\text{CO}_3 = 4,3 \cdot 10^{-7}$$

$$K_d \text{HCO}_3^- = 5,6 \cdot 10^{-11}$$

$$a) PK_{\text{CaCO}_3} \gg PR_{\text{CaCO}_3} \Rightarrow$$

электр. в осад.

$$b) PK_{\text{CaCO}_3} < PR_{\text{CaCO}_3} \Rightarrow$$

электр. в р-ре

Условие растворения осадка

$$PR \gg PK$$

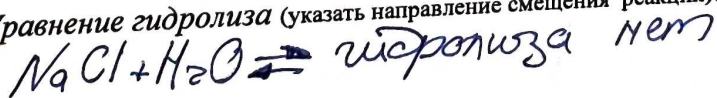
Вывод: (объясните наблюдаемые явления)

П.к. $PK \gg PR$, то образуется осадок $\text{CaCO}_3 \downarrow$. Растворение осадка обусловлено выделением слабо диссоциирующей и нестойкой угольной кислоты (H_2CO_3).

Опыт 6. Влияние природы соли на процесс гидролиза

а) Реагенты: 0,1н раствор NaCl

Уравнение гидролиза (указать направление смещения реакции):



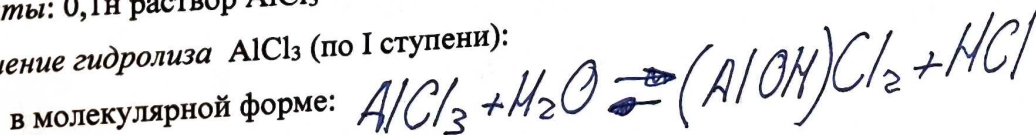
$$\text{pH} = 7$$

Наблюдения:

Гидролиза нет

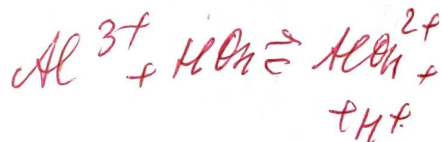
б) Реагенты: 0,1н раствор AlCl_3

Уравнение гидролиза AlCl_3 (по I ступени):



в молекулярной форме:

в молекулярно-ионной форме:



Наблюдения:

$pH < 7 \Rightarrow$ кислая среда

$pH = 3$

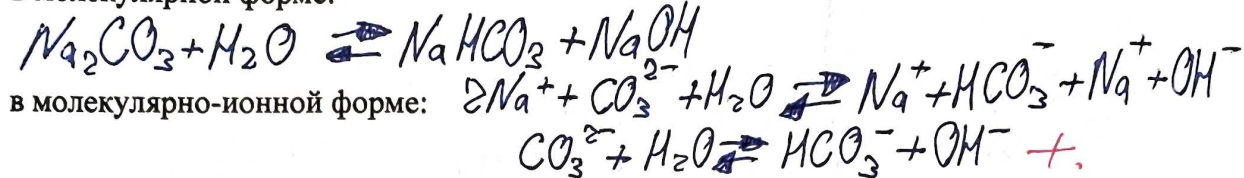
в) Реагенты: 0,1н раствор Na_2CO_3

Уравнение гидролиза Na_2CO_3 (по I ступени):

в молекулярной форме:



в молекулярно-ионной форме:



Наблюдения:

щелочная среда

$pH = 12$

Вывод: (объясните причины гидролиза солей)

Гидролиз зависит от природы соли, которая подвергается гидролизу?

- 1) Сильные соли + сильная кислота (HCl) \Rightarrow гидролиза нет, $pH < 7$ (кисл. среда)
- 2) Слабые соли + сильная кислота ($AlCl_3$) \Rightarrow гидролиз по катиону, $pH < 7$
- 3) Сильные соли + слабая кислота \Rightarrow гидролиз по аниону, $pH > 7$, щелочная среда

Опыт 7. Влияние температуры на степень гидролиза

Реагенты: раствор CH_3COONa ;

Индикатор: фенолфталеин.

Условия проведения опыта: нагревание



в молекулярной форме:



в молекулярно-ионной форме:



$\Rightarrow pH > 7$ щелочная среда

Наблюдения:

до нагревания: белый осадок

$\Delta H > 0$ эндотерм.

после нагревания: малиновый раствор.

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

С увеличением температур, равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (поглощ. тепла, $\Delta H > 0$);
 $t^{\circ} \uparrow \Rightarrow$ Степень гидролиза увеличивается.

Зачет. Билет 11

а) K_2S :

N1

KOH - сильное основание, H_2S - слабая кислота
Гидролиз по аниону, среда - щелочная

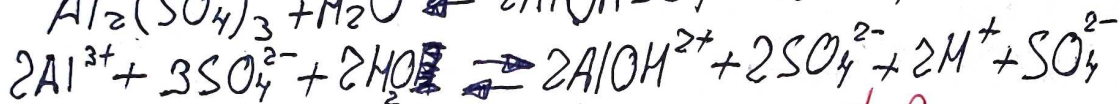


идиону S^{2-} идет
в 2 стадии!!

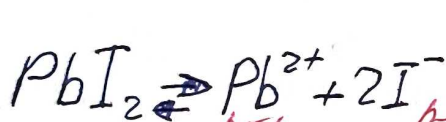
$pH \geq 7$?

б) $Al_2(SO_4)_3$:

$Al(OH)SO_4$ - слабое основание, H_2SO_4 - сильная кислота
Гидролиз по катиону, среда - кислотная



pH ?



N2 растворимость определяется концентрацией в растворе

$$PP = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2. \text{ Тогда } PP = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{PP}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,7 \cdot 10^{-9}}{4}} \approx 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

В % это будет $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot (207 + 2 \cdot 127)$ равно $\approx 0,59 \%$

N3

Дано: $C(NH_4OH) = 0,1 \text{ M}$

$$K_a = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Найти: pH
Решение:

у нас тисок?

это? постоение?

каждому
сле записи.

$$[OH^-] = \sqrt{(1,77 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1)} \approx 0,0013304 \text{ (моль/л)}$$

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,0013304 \approx 2,9$$

$$pH = 14 - 2,9 = 11,1$$

Ответ: $pH = 11,1$

2,5