

Министерство здравоохранения Республики Беларусь
Учреждение образования
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

А.И. Макаренко, к.б.н, доцент кафедры;

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;

Ж.Н. Громыко, старший преподаватель кафедры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для проведения лабораторного занятия
по учебной дисциплине «Медицинская химия»
для студентов

I курса медико-диагностического факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-04 «Медико-диагностическое дело»

Тема 4: Типы протолитических реакций: реакции нейтрализации и гидролиза

Время: 3 часа

Утверждены на заседании кафедры
общей и биоорганической химии
(протокол № 13 от 23.05.2026)

УЧЕБНЫЕ И ВОСПИТАТЕЛЬНЫЕ ЦЕЛИ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

Учебная цель:

– формирование базовой профессиональной компетенции для применения знаний о химических и физико-химических основах процессов жизнедеятельности организма человека и методах исследования биологических жидкостей, растворов лекарственных веществ при решении диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности; познакомить студентов медико-диагностического факультета с факторами, влияющими на гидролиз, и способами расчета его важнейших характеристик (константы и степени гидролиза); сформировать представление о протолитических реакциях (нейтрализации и гидролиза и их роли в биологических системах).

Воспитательная цель:

– создание условий для формирования следующих мировоззренческих идей: обусловленность развития химической науки потребностями производства, жизни, быта, уровнем здоровья населения; истинность научных знаний и законов природы;

– развить свой ценностно-личностный, духовный потенциал;

– сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;

– осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности;

– научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии.

Задачи:

В результате проведения учебного занятия студент должен

знать:

– сущность протолитических реакций (нейтрализации, гидролиза);

– основные положения теории гидролиза солей;

– особенности гидролиза солей различных типов;

– понятие о константе и степени гидролиза солей;

– влияние различных факторов на смещение равновесия в реакциях гидролиза;

– роль реакций нейтрализации и гидролиза в биологических системах.

уметь:

– составлять уравнения реакций гидролиза солей различных типов;

– определять реакцию среды в растворах гидролизующихся солей;

– рассчитывать константу и степень гидролиза;

– пользоваться справочной литературой для решения поставленных задач.

владеть:

– навыками составления химических реакций разного типа в растворах в молекулярной и молекулярно-ионной формах.

Мотивация для усвоения темы:

В общем случае под гидролизом понимают реакции разложения веществ водой. Гидролизу могут подвергаться химические соединения различных классов: соли, эфиры, белки, жиры, углеводы и т.д. Гидролитические процессы наряду с процессами растворения играют важную роль в обмене веществ. С ними связано поддержание на определенном уровне кислотно-основного гомеостаза и процессы ферментативного гидролиза основных компонентов пищи: жиров, углеводов и белков. В неорганической химии чаще всего встречаются с гидролизом солей. Гидролизом называют взаимодействие растворимой соли с водой, приводящее к образованию слабых электролитов.

Действие многих лекарственных препаратов связано с их кислотно-щелочными свойствами и с той или иной степенью подверженности гидролизу. Это необходимо учитывать при решении вопросов о допустимости совместного хранения и применения препаратов.

Химические аспекты гидролиза важны будущему врачу специальности 7-07-0911-04 «Медико-диагностическое дело» для правильной оценки причин и последствий действия на организм тех или иных препаратов.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Типы протолитических реакций: реакции нейтрализации и гидролиза».
2. Учебные таблицы:
 - а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
 - б) таблица растворимости кислот, оснований и солей.
3. Справочник физико-химических величин, изучаемых в курсе медицинской химии.
4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ИЗ СМЕЖНЫХ ДИСЦИПЛИН

Полученные знания, умения навыки потребуются студентам медико-диагностического факультета при анализе биологических объектов, при изучении аналитической химии, медицинской физики, фармакологии и биохимии.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ [1-13]

1. Общее понятие о протолитических реакциях. Константа диссоциации и ионное произведение воды.
2. Константа и степень гидролиза. Взаимосвязь константы и степени гидролиза, факторы, влияющие на гидролиз.
3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону).
4. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону).
5. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз по катиону и аниону).
6. Совместный гидролиз солей.

ХОД ЗАНЯТИЯ

Теоретическая часть

1. ОБЩЕЕ ПОНЯТИЕ О ПРОТОЛИТИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ. КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ И ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ.

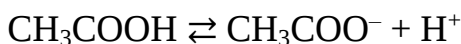
Важнейшей средой обитания живых организмов является вода. Описание процессов, протекающих в водных растворах, возможно с позиций теории химического равновесия.

Многие обратимые процессы, играющие важную роль в метаболизме живых организмов, связаны с обратимым переносом протонов водорода. Таким образом, **протолиты** – вещества, способные принимать или отдавать протоны H^+ . Процессы переноса протона называются **протолитическими** и подразделяются на:

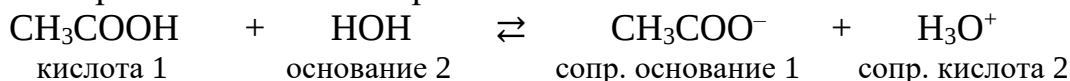
- 1) реакции ионизации;
- 2) реакции нейтрализации;
- 3) реакции гидролиза.

1) Реакции ионизации – это реакции распада электролитов на **ионы**.

По Аррениусу:

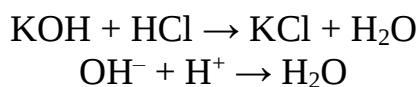


Согласно протолитической теории:

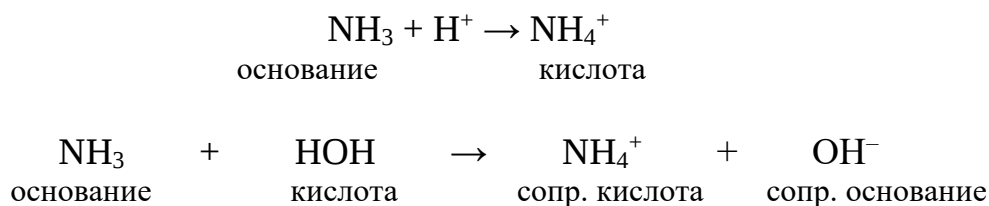


2) Реакции нейтрализации – это реакции, протекающие между кислотой и основанием с образованием воды.

По Аррениусу:



Согласно протолитической теории: аммиак проявляет основные свойства и присоединяет протон H^+ :



Одно из важнейших протолитических равновесий устанавливается при диссоциации воды. **Вода – слабый электролит**, проявляющий как кислотные, так и основные свойства.



$$K_{\text{дис}} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

Вода является очень слабым природным электролитом. Так, при комнатной температуре из 5 миллионов молекул воды диссоциирует только одна. Таким образом, содержание молекул воды значительно превышает содержание катионов H^+ или анионов OH^- ($[H_2O] \gg [H^+]$).

Можно считать, что $[H_2O]$ – величина постоянная.

$$K_{\text{дис}} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Произведение $K_{\text{дис}} \cdot [H_2O]$ есть новая константа K_w :

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

где K_w – **ионное произведение воды**, принимающее при 25°C значение, равное $1 \cdot 10^{-14}$.

Полученное уравнение показывает, что для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть **величина постоянная**. Следовательно, молярные концентрации ионов H^+ и OH^- можно рассчитать так:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}; [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

3) К протолитическим равновесиям, играющим важную биологическую роль, относятся реакции гидролитического разложения веществ.

Гидролиз солей – это реакция ионного обмена между составными частями соли и воды, протекающая с изменением кислотности раствора.

В реакции гидролиза вступают растворимые в воде соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, или слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз протекает по катиону слабого основания и аниону слабой кислоты. Процесс является обратимым.

Нерастворимые соли **не гидролизуются**.

2. КОНСТАНТА И СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА. ВЗАИМОСВЯЗЬ КОНСТАНТЫ И СТЕПЕНИ ГИДРОЛИЗА, ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА ГИДРОЛИЗ.

Способность соли к гидролизу характеризуется при помощи **степени гидролиза (h)** – это отношение количества гидролизующей соли к общему количеству соли в растворе:

$$h = \frac{\text{количество гидролизующей соли}}{\text{общее количество соли в растворе}}$$

Константа и степень гидролиза связаны следующим соотношением:

$$K_r = \frac{C \cdot h^2}{1 - h}$$

Отсюда:

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$$

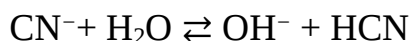
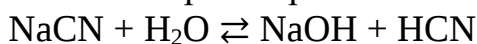
При малой степени гидролиза ($h \ll 1$), соотношение упрощается: $K_r = C \cdot h^2$

Чем больше константа гидролиза, тем сильнее гидролизуется соль. В большинстве случаев степень гидролиза невелика. Например, в растворе Na_2CO_3 с молярной концентрацией 0,1 моль/л, она составляет 2,9 %.

Гидролиз солей зависит от следующих факторов:

- 1) природы соли;
- 2) температуры (с увеличением температуры степень гидролиза повышается);
- 3) концентрации (при разбавлении водой раствора соли гидролиз усиливается);
- 4) добавление к раствору соли других электролитов (гидролиз может усиливаться или подавляться).

Константа гидролиза характеризует количественно состояние химического равновесия процесса гидролиза соли в растворе:



$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Концентрация молекул воды (как слабого электролита) в избытке почти постоянна, и уравнение записывается следующим образом:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}$$

Так как ионное произведение воды величина постоянная:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

и

$$\frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{1}{K_a}, \text{ то}$$

окончательное выражение константы гидролиза солей имеет вид:

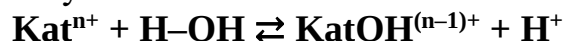
$$K_r = \frac{K_w}{K_x}$$

где K_x – это константа основности (K_b) для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой; либо константа кислотности (K_a) для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой; произведение констант

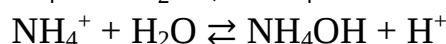
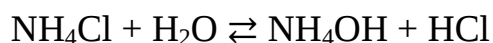
кислотности и основности ($K_a \cdot K_b$) для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.

3. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ, ОБРАЗОВАННЫХ СЛАБЫМ ОСНОВАНИЕМ И СИЛЬНОЙ КИСЛОТОЙ (ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ).

В реакцию с водой вступает только катион:



Примером такой соли является аммоний хлорид NH_4Cl . Эта соль образована слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl . Гидролиз соли протекает по катиону аммония:



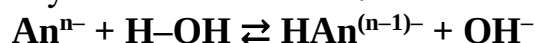
Данное превращение описывается при помощи константы равновесия, называемой **константой гидролиза** K_r . В соответствии с законом действующих масс константа гидролиза (K_r) соли образованной слабым основанием и сильной кислотой равна:

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

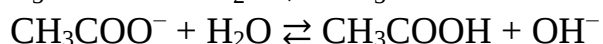
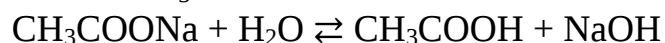
где K_b – это константа основности, описывающая диссоциацию NH_4OH .

4. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ, ОБРАЗОВАННЫХ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ И СЛАБОЙ КИСЛОТОЙ (ГИДРОЛИЗ ПО АНИОНУ).

В реакцию с водой вступает только анион:



Примером такой соли является натрий ацетат CH_3COONa . Эта соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH . Гидролиз соли протекает по аниону уксусной кислоты CH_3COO^- :



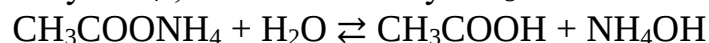
В соответствии с законом действующих масс, константа гидролиза (K_r) соли образованной сильным основанием и кислотой равна:

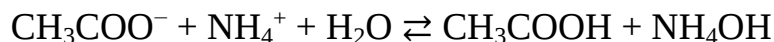
$$K_r = \frac{K_w}{K_a}$$

где K_a – это константа кислотности, описывающая диссоциацию CH_3COOH .

5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ, ОБРАЗОВАННЫХ СЛАБЫМ ОСНОВАНИЕМ И СЛАБОЙ КИСЛОТОЙ ().

Примером такой соли является аммоний ацетат $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Ее гидролиз протекает как по катиону NH_4^+ , так и по аниону CH_3COO^- :





В соответствии с законом действующих масс константу гидролиза этой соли можно рассчитать по уравнению:

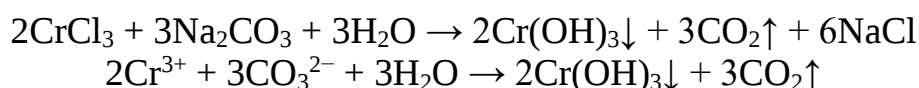
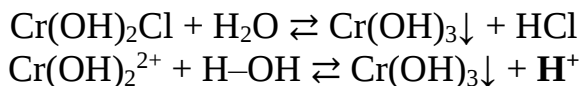
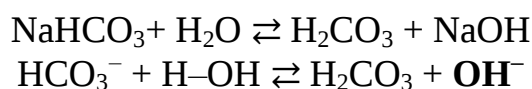
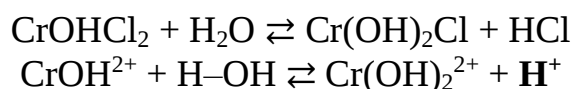
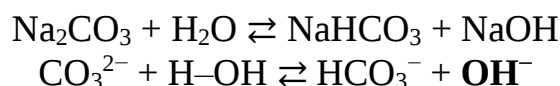
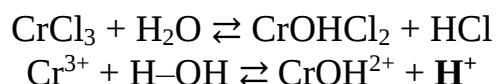
$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

где K_a – это константа кислотности, описывающая диссоциацию CH_3COOH ;
 K_b – это константа основности, описывающая диссоциацию NH_4OH .

6. СОВМЕСТНЫЙ ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Совместный гидролиз протекает при взаимодействии водных растворов двух солей, одна из которых образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону), а вторая, напротив, сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону). В таких случаях гидролиз взаимно усиливается.

Примером совместного гидролиза таких солей может служить хром (III) хлорид и натрий карбонат. Гидролиз соли протекает по катиону Cr^{3+} и аниону CO_3^{2-} :



В соответствии с законом действующих масс константу гидролиза этой соли можно рассчитать по уравнению:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

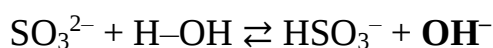
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Пример 1. Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза следующих солей: а) Na_2SO_3 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Решение:

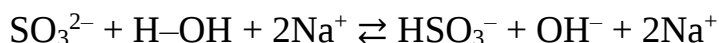
а) Na_2SO_3 – это соль, растворимая в воде и содержащая анион слабой двухосновной кислоты H_2SO_3 . Заряд сульфит-иона равен 2–, поэтому гидролиз соли включает 2 ступени.

1) **Первая ступень** гидролиза – это обратимое взаимодействие иона SO_3^{2-} с водой:

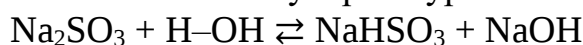


Реакция среды в растворе становится щелочной, т.к. накапливаются ионы OH^- .

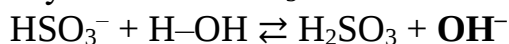
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы натрия и получим:



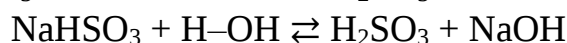
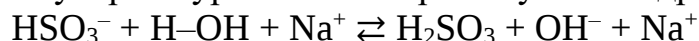
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



2) На второй ступени процесса гидролизу подвергается кислая соль NaHSO_3 . Теперь с водой взаимодействует анион HSO_3^- :



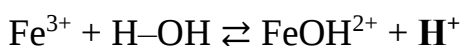
Дописав ионы натрия в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



Вывод: реакция среды в растворах солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, является щелочной.

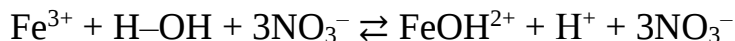
б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – это соль, растворимая в воде и содержащая катион слабого трехкислотного основания $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Заряд катиона железа его равен $3+$, поэтому гидролиз этой соли протекает по трем ступеням.

1) Первая ступень гидролиза – это обратимое взаимодействие катиона Fe^{3+} с водой:

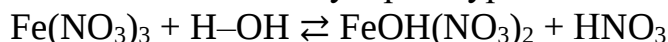


Реакция среды в растворе становится кислой, т.к. накапливаются ионы H^+ .

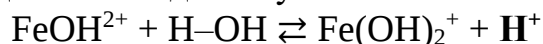
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы NO_3^- , и получим:



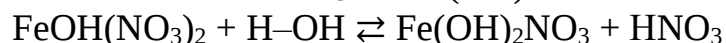
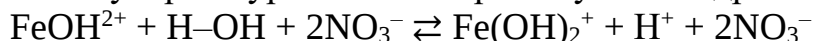
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



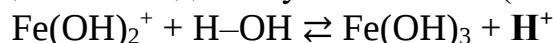
2) На второй ступени процесса гидролизу подвергается основная соль $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$. Теперь с водой взаимодействует катион FeOH^{2+} :



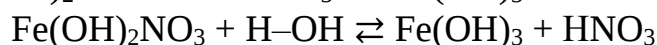
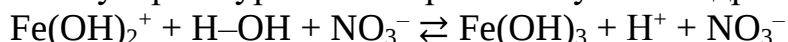
Дописав ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



На третьей ступени процесса гидролизу подвергается основная соль $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Теперь с водой взаимодействует катион $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$:



Дописав ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение третьей ступени гидролиза:

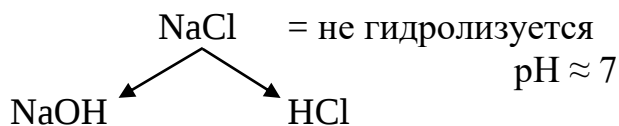


Вывод: реакция среды в растворах солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, является кислой.

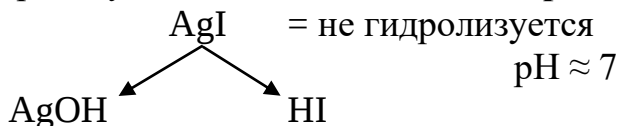
Пример 2. Напишите уравнения гидролиза для следующих соединений а) NaCl, б) AgI, в) Al₂S₃, г) CrCl₃ д) K₃PO₄.

Решение:

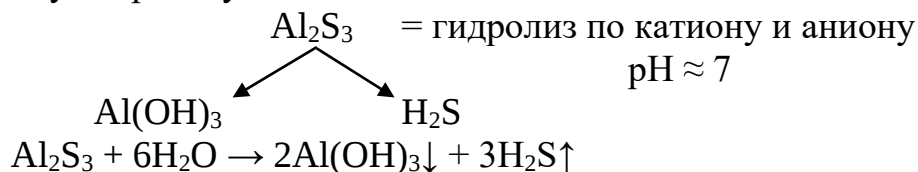
а) хлорид натрия образован сильным основанием и сильной кислотой. Соли данного типа не гидролизуются.



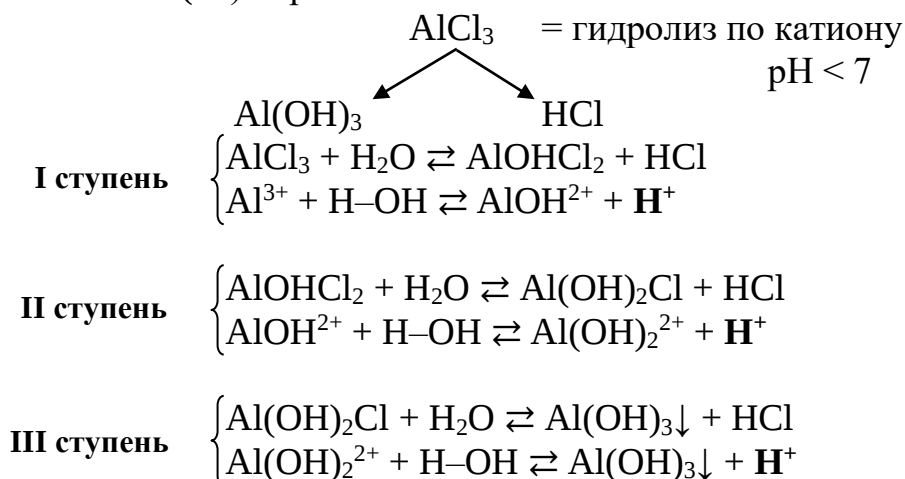
б) иодид серебра образован слабым основанием и сильной кислотой. Несмотря на это, соли данного типа не гидролизуются, так как являются **нерастворимыми**.



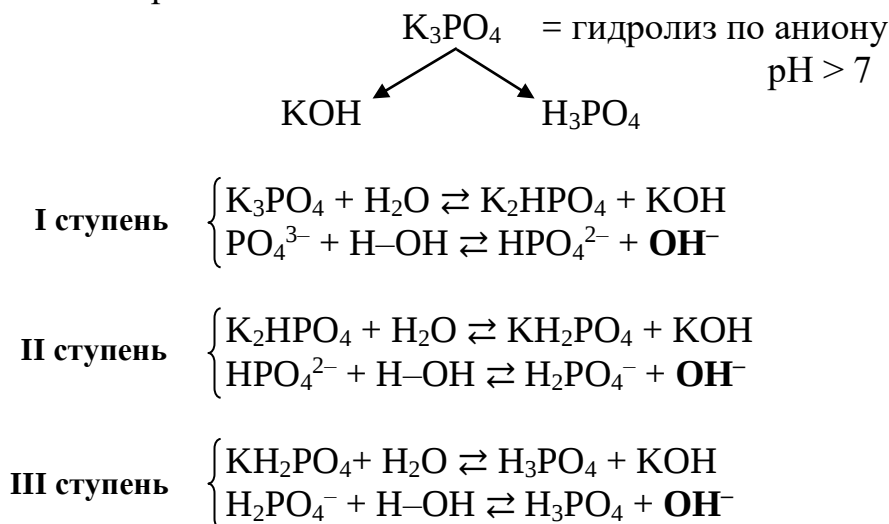
в) сульфид алюминия образован слабым основанием и слабой кислотой. Подвергается необратимому гидролизу.



г) хлорид алюминия (III) образован слабым основанием и сильной кислотой.



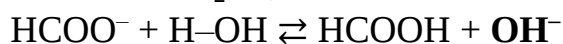
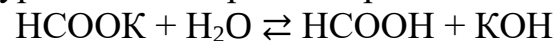
д) фосфат калия образован сильным основанием и слабой кислотой.



Пример 3. Вычислите константу и степень гидролиза раствора калий формиата с молярной концентрацией 0,4 моль/л.

Решение:

1) Калий формиат HCOOK – это соль, образованная сильным основанием KOH и слабой кислотой HCOOH . Ее гидролиз протекает по аниону слабой кислоты. Молекулярное и ионное уравнения гидролиза представлены ниже:



2) Запишем выражение для константы гидролиза данной соли согласно закону действующих масс:

$$K_r = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]}$$

Константу гидролиза рассчитаем по формуле:

$$K_r = \frac{K_w}{K_a(\text{HCOOH})}$$

где $K_a(\text{HCOOH}) = 2,2 \cdot 10^{-4}$ – значение берем из таблицы (Константы кислотности некоторых электролитов).

Соответственно:

$$K_r = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2,2 \cdot 10^{-4}} = 4,55 \cdot 10^{-11}$$

3) Поскольку известны константа гидролиза соли и ее молярная концентрация, то степень гидролиза можно рассчитать, как $h = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$.

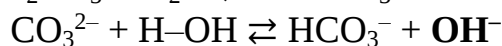
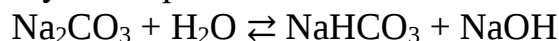
$$\text{Отсюда, } h = \sqrt{\frac{4,55 \cdot 10^{-11}}{0,4}} = 1,07 \cdot 10^{-5}$$

Ответ: $K_r = 4,55 \cdot 10^{-11}$, $h = 1,07 \cdot 10^{-5}$ или 0,00107 %

Пример 4. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли Na_2CO_3 в растворе с молярной концентрацией 0,001 моль/л, учитывая только первую ступень процесса.

Решение:

1) Соль Na_2CO_3 образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, поэтому гидролизу подвергаются только ионы CO_3^{2-} .



2) Константа гидролиза соли может быть вычислена следующим образом:

$$K_r = \frac{K_w}{K_{a1}(\text{HCO}_3^-)}$$

где $K_{a1}(\text{HCO}_3^-) = 4,0 \cdot 10^{-11}$ – значение берем из таблицы (Константы кислотности некоторых электролитов). Соответственно:

$$K_r = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-11}} = 2,5 \cdot 10^{-4}$$

3) Отсюда, $h = \sqrt{\frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,001}} = 0,5$

Ответ: $K_r = 2,5 \cdot 10^{-4}$, $h = 0,5$ или 50 %.

Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

«___» _____ 20___ г.

УЧЕБНО-ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ

ТЕМА № 4. ТИПЫ ПРОТОЛИТИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ: РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ И ГИДРОЛИЗА

Лабораторная работа № 1 Гидролиз солей

ОПЫТ 1. Установление реакции среды растворов солей при гидролизе.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками, растворы натрий ацетата, аммоний хлорида, калий (натрий) сульфата, индикаторная бумага или индикатор, дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: налейте в три пробирки по 4-5 капель растворов солей и установите реакцию среды в растворах этих солей с помощью универсальной индикаторной бумаги или раствора индикатора.

Определите реакцию среды в растворах предложенных солей и природу кислот и оснований, образующих соль. Полученные результаты занесите в таблицу 1. Реакцию среды раствора отмечайте знаком «+».

Таблица 1 – Реакция среды в растворах солей

Формула соли	Среда раствора			Природа (сильные или слабые) кислот и оснований, образующих соль
	кислая	нейтральная	щелочная	

Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций гидролиза натрий ацетата:

Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций гидролиза аммоний хлорида:

Сделайте вывод о зависимости гидролиза соли от природы образующих ее кислот и оснований: _____

ОПЫТ 2. Зависимость гидролиза соли от природы образующих ее кислоты и основания.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками, стеклянные шпатели, кристаллические натрий сульфит и натрий карбонат, индикаторная бумага или индикатор, дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: в две пробирки до половины их вместимости заполните дистиллированной водой. В одну пробирку внесите микрошпатель кристаллического натрий сульфита, а в другую – такое же количество натрий карбоната. В каждую пробирку добавьте по одной капле кислотно-основного индикатора или опустите полоску индикаторной бумаги.

Отметьте различия в интенсивности окраски растворов. По интенсивности окраски определите, в каком случае выше концентрация гидроксид-ионов, а, следовательно, и степень гидролиза.

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза натрий сульфита (I и II ступень):

I _____

I _____

II _____

II _____

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза натрий карбоната (I и II ступень):

I _____

I _____

II _____

II _____

Используя табличные данные (*справочник физико-химических величин, изучаемых в курсе медицинской химии*), определите константы гидролиза солей (по I ступени); заполните таблицу 2.

Таблица 2 – Константы гидролиза солей

Формула соли	Константа кислотности (K_a)	Константа гидролиза (K_r)
	$K_a =$	$K_r = \text{---} =$
	$K_a =$	$K_r = \text{---} =$

Полученные табличные данные сравните с результатами наблюдений. Сделайте вывод о влиянии природы кислот, образующих соль, на степень ее гидролиза: _____

ОПЫТ 3. Зависимость степени гидролиза солей от концентрации раствора. Обратимость гидролиза.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками, растворы висмут (III) нитрата и концентрированный раствор соляной кислоты, дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: в пробирку налейте 3-4 капли раствора висмут (III) нитрата и по каплям добавляйте воду до образования осадка висмут (III) нитрата. К полученному осадку прилейте концентрированный раствор соляной кислоты до растворения осадка; затем снова разбавьте раствор. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения выполненных реакций гидролиза висмут (III) нитрата (I и II ступень):

I _____

I _____

В результате II ступени гидролиза образуется основная соль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, которая затем отщепляет воду и превращается в оксонитрат висмута BiONO_3 .

II _____

II _____

Сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза и об обратимости процесса гидролиза: _____

ОПЫТ 4. Совместный гидролиз солей.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками; растворы солей алюминий сульфата и натрий карбоната, раствор соляной кислоты и натрий гидроксида; дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: в пробирку внесите 5-7 капель раствора алюминий сульфата и такое же количество натрий карбоната. Отметьте образование осадка и выделение пузырьков газа.

Какими реакциями можно доказать, что образовавшееся малорастворимое соединение представляет собой алюминий сульфат, а не продукт обменного взаимодействия исходных солей?

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакции гидролиза алюминий сульфата (I-III ступень):

I _____

I _____

II _____

II _____

III _____

III _____

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакции гидролиза натрий карбоната (I и II ступень):

I _____

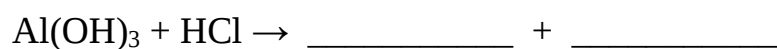
I _____

II _____

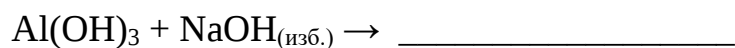
II _____

Объясните, почему при взаимодействии этих солей гидролиз протекает практически необратимо: _____

Составьте молекулярное и молекулярно-ионное уравнения реакции растворения алюминий гидроксида в соляной кислоте:



Составьте молекулярное и молекулярно-ионное уравнения реакции растворения алюминий гидроксида в растворе натрий гидроксида:



Сделайте вывод об условиях протекания совместного гидролиза солей: _____

Дата _____

отметка о зачете, подпись преподавателя

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ СРС

Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:

- подготовку к итоговому занятию;
- подготовку к лабораторным работам, их оформление;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний (проведения типовых расчетов и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплины);
- выполнение исследовательских и творческих заданий;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций;
- формирование и усвоение содержания конспекта лекций на базе рекомендованной преподавателем учебной литературы, включая информационные образовательные ресурсы (электронные учебники, электронные библиотеки и др.).

Основные методы организации самостоятельной работы:

- изучение темы и подготовка устных ответов на вопросы, вынесенные на СРС;
- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение учебно-исследовательской работы.

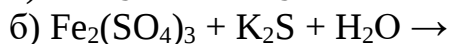
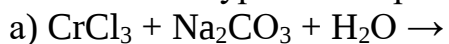
Перечень заданий СРС:

1. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу: хром (III) хлорид, калий гидрокарбонат, барий сульфид, цезий иодид? Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза.

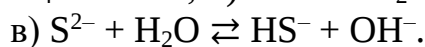
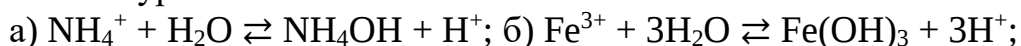
2. При гидролизе какой соли в водном растворе среда щелочная: а) K_2CO_3 , б) $FeBr_3$, в) $KClO_4$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

3. Какую окраску будет иметь метилоранж в водных растворах следующих солей: а) Na_3PO_4 , б) $NiSO_4$, в) NaI , г) $Co(NO_3)_2$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

4. Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



5. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных уравнений:



6. Вычислите константу и степень гидролиза натрий цианида в растворе с молярной концентрацией 0,1 моль/л, если $K_a(HCN) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

Ответ: $1,61 \cdot 10^{-5}$; $1,27 \cdot 10^{-2}$

Контроль СРС осуществляется в виде:

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

Контроль усвоения темы:

- проводится в форме устного ответа на вопросы.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М. : Лань, 2021. – 744 с.
2. Болтromeюк, В.В. Общая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям 1-79 01 01 "Лечеб. дело", 1-79 01 02 "Педиатрия", 1-79 01 04 "Мед.-диагност. дело", 1-79 01 05 "Мед.-психол. дело", 1-79 01 06 "Сестр. дело" / В. В. Болтromeюк ; УО "ГрГМУ", Каф. общей и биоорганической химии. - Гродно : ГрГМУ, 2020. - 574 с. : ил., фот., табл. - Рек. УМО по высш. мед., фармацевт. образованию.
3. Бутылина, И.Б. Химия. Лабораторный практикум : учебно-методическое пособие / И.Б. Бутылина, А.А. Нехайчик. – Минск : БГАТУ, 2021. – 152 с.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М : Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
5. Ермишина, Е.Ю. Общая химия с элементами коллоидной химии / Е.Ю. Ермишина, Н.А. Белоконова. – Учебное пособие. – Екатеринбург: УГМУ, 2021. – 338 с.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Ленанд, 2018. – 600 с.
7. Литвинова, Т.Н. Задачи по общей химии с медико-биологической направленностью / Т.Н. Литвинова. – 3 е изд., испр. – Краснодар, 2011. – 224 с.
8. Можаяев, Г.М. Гидролиз солей / Г.М. Можаяев // Химия. – 2005. № 10. С. 72–78.
9. Некрасов, Б.В. Основы общей химии: в 2 т. / Б.В. Некрасов. – 3 е изд., испр. и доп. – Л. : Химия, 1973. – Т. 1. – 656 с.
10. Общая и бионеорганическая химия : пособие / В.П. Хейдоров [и др.] ; под ред. В.П. Хейдорова. – Витебск : [ВГМУ], 2023. – 524, [1] с. – Режим доступа: https://www.elib.vsmu.by/bitstream/123/24676/1/Obshchaia_i_bioneorganicheskaia_khimia_Khejdorov-VP_2023.pdf. – Дата доступа: 17.06.2023.
11. Олиференко, Г.Л. Лабораторные работы по общей химии: учеб.-методич. пособие / Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин. – М.: ФГБОУ ВО МГУЛ, 2016. – 24 с.
12. Слышенков, В.С. Растворы : пособие / В.С. Слышенков, Г.А. Бурдь, Г.Е. Минюк.– Гродно : ГрГУ, 2010. – 147 с
13. Ткачев, С.В. Общая химия : учеб. пособие для студентов учреждений высш. образования по специальностям "Лечеб. дело", "Педиатрия", "Стоматология", "Мед.-профилакт. дело" / С.В. Ткачев, В.В. Хрусталеv. - Минск : Вышэйшая школа, 2020. - 494, [1] с. : ил., табл. - Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.