

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. Громько, 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 № 9 от 31.08.2024)

## 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:***

– содержание, организацию, цели и задачи практикума по медицинской химии;

– основные положения теории гидролиза солей;

– особенности гидролиза солей различных типов;

– сущность протолитических реакций (нейтрализации, гидролиза);

– 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. Степень гидролиза, взаимосвязь константы и степени гидролиза, факторы, влияющие на гидролиз.
3. Константа гидролиза.
4. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону).
5. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону).
6. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.
7. Совместный гидролиз солей.

## ХОД ЗАНЯТИЯ

### Теоретическая часть

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

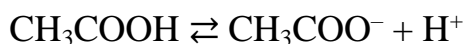
Важнейшей средой обитания живых организмов является вода. Описание процессов, протекающих в водных растворах, возможно с позиций теории химического равновесия.

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:

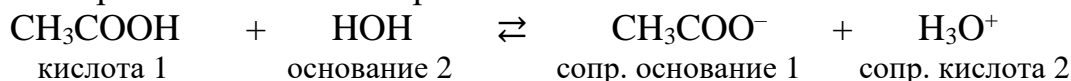
- 1) реакции ионизации;
- 2) реакции нейтрализации;
- 3) реакции гидролиза.

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

По Аррениусу:

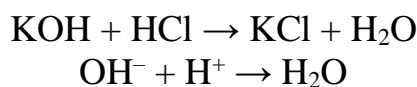


Согласно протолитической теории:

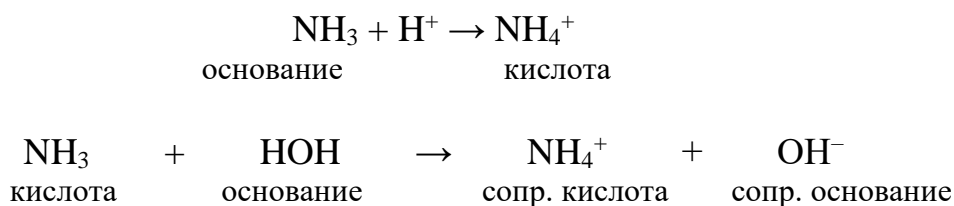


**2) Реакции нейтрализации** – это реакции, протекающие между кислотой и основанием с образованием воды.

По Аррениусу:



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



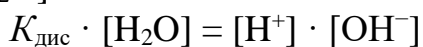
Одно из важнейших протолитических равновесий устанавливается при диссоциации воды. **Вода – слабый электролит**, проявляющий как кислотные, так и основные свойства.



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

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.



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  $25^\circ C$  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. 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:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C}}$$

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

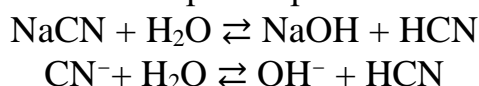
**Чем больше константа гидролиза, тем сильнее гидролизуется соль.** В большинстве случаев степень гидролиза невелика. Например, в растворе  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  с молярной концентрацией 0,1 моль/л, она составляет 2,9 %.

**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).

### 3. КОНСТАНТА ГИДРОЛИЗА.

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:

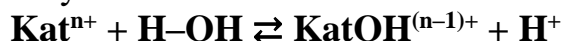
$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_x}$$

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

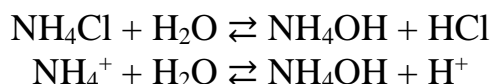
образованных сильным основанием и слабой кислотой; произведение констант кислотности и основности ( $K_a \cdot K_b$ ) для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.

### 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  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Эта соль образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ . Гидролиз соли протекает по катиону аммония:



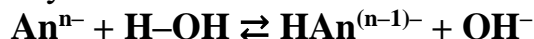
Данное превращение описывается при помощи константы равновесия, называемой **константой гидролиза  $K_r$** . В соответствии с законом действующих масс константа гидролиза ( $K_r$ ) соли образованной слабым основанием и сильной кислотой равна:

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

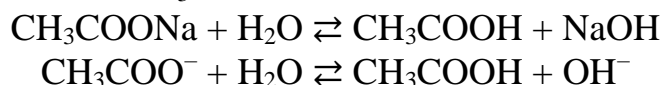
где  $K_b$  – это константа основности, описывающая диссоциацию  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

### 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  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Эта соль образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и слабой кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Гидролиз соли протекает по аниону уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ :



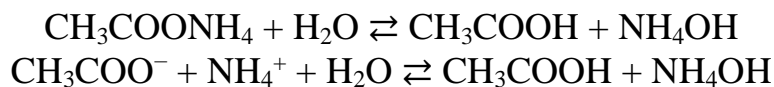
В соответствии с законом действующих масс, константа гидролиза ( $K_r$ ) соли образованной сильным основанием и кислотой равна:

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

где  $K_a$  – это константа кислотности, описывающая диссоциацию  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

### 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  $\text{NH}_4^+$ , так и по аниону  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ :



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

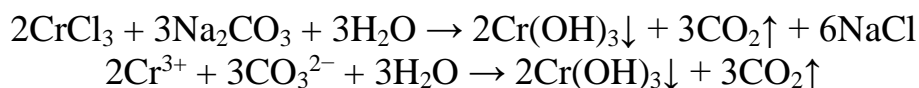
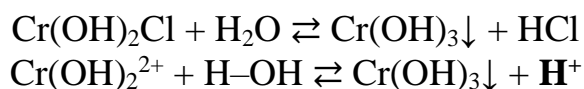
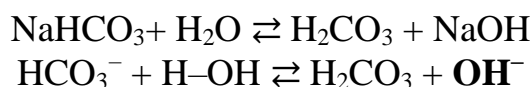
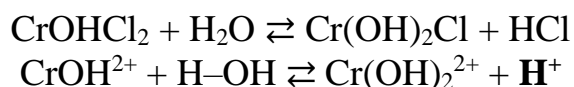
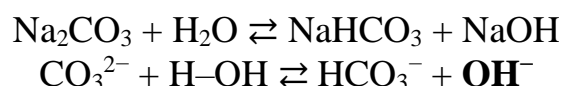
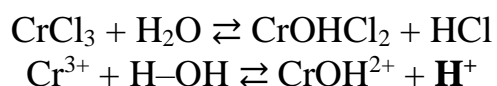
$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

где  $K_a$  – это константа кислотности, описывающая диссоциацию  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;  
 $K_b$  – это константа основности, описывающая диссоциацию  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

## 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  $\text{Cr}^{3+}$  и аниону  $\text{CO}_3^{2-}$ :



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

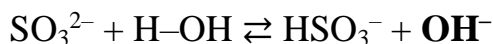
**Пример 1.** Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза следующих солей: а)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; б)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ .

**Решение:**

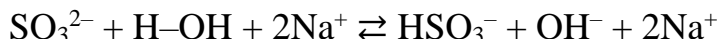
а)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – это соль, растворимая в воде и содержащая анион слабой двухосновной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Заряд сульфит-иона равен 2–, поэтому гидролиз соли включает 2 степени.

1) **Первая степень** гидролиза – это обратимое взаимодействие иона  $\text{SO}_3^{2-}$  с водой:

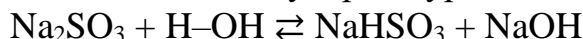




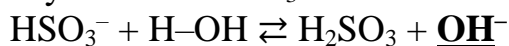
Реакция среды в растворе становится щелочной, т.к. накапливаются ионы  $\text{OH}^-$ .  
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы натрия и получим:



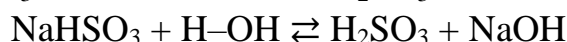
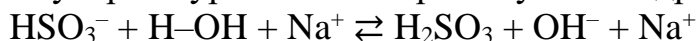
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



**2) На второй ступени** процесса гидролизу подвергается кислая соль  $\text{NaHSO}_3$ . Теперь с водой взаимодействует анион  $\text{HSO}_3^-$ :



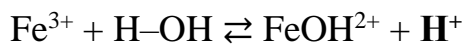
Дописав ионы натрия в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



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

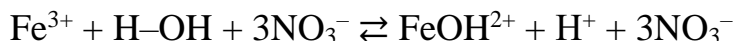
**б)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$**  – это соль, растворимая в воде и содержащая катион слабого трехкислотного основания  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Заряд катиона железа его равен **3+**, поэтому гидролиз этой соли протекает по трем ступеням.

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

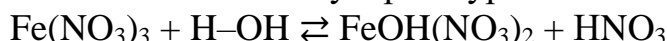


Реакция среды в растворе становится кислой, т.к. накапливаются ионы  $\text{H}^+$ .

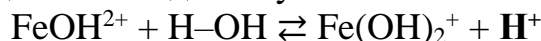
Чтобы составить полное ионное уравнение, добавим в его правую и левую части ионы  $\text{NO}_3^-$ , и получим:



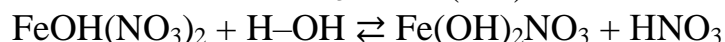
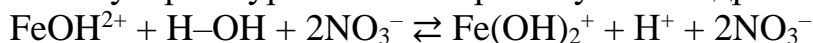
После этого можно составить молекулярное уравнение гидролиза:



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



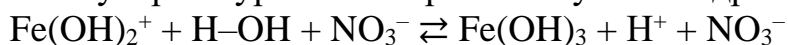
Дописав ионы  $\text{NO}_3^-$  в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



**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  $\text{NO}_3^-$  в левую и правую части уравнения, составляем полное ионное, а затем и молекулярное уравнение третьей ступени гидролиза:

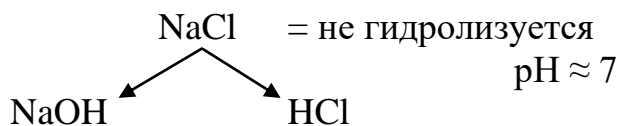


**Вывод:** реакция среды в растворах солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, является кислой.

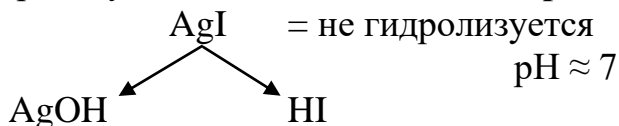
**Пример 2.** Напишите уравнения гидролиза для следующих соединений а) NaCl, б) AgI, в) Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, г) CrCl<sub>3</sub> д) K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

**Решение:**

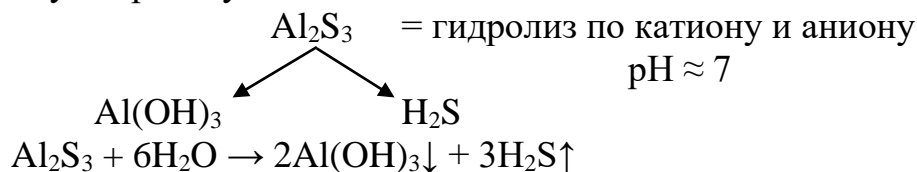
а) хлорид натрия образован сильным основанием и сильной кислотой. Соли данного типа не гидролизуются.



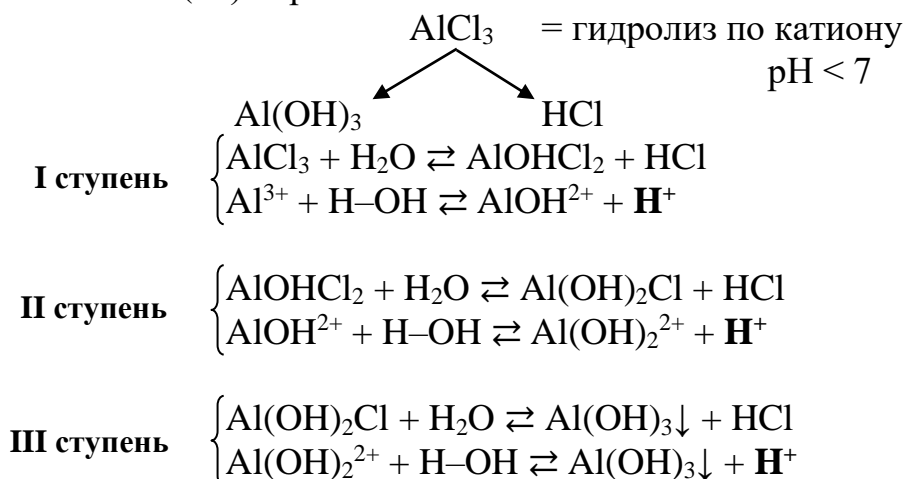
б) иодид серебра образован слабым основанием и сильной кислотой. Несмотря на это, соли данного типа не гидролизуются, так как являются **нерастворимыми**.



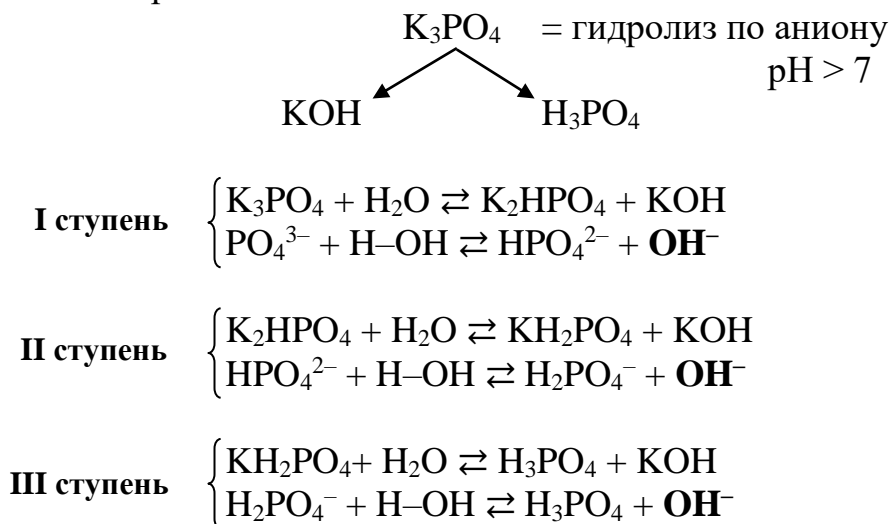
в) сульфид алюминия образован слабым основанием и слабой кислотой. Подвергается необратимому гидролизу.



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



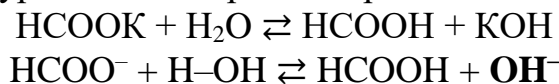
д) фосфат калия образован сильным основанием и слабой кислотой.



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

**Решение:**

1) Калий формиат  $\text{НСООК}$  – это соль, образованная сильным основанием  $\text{КОН}$  и слабой кислотой  $\text{НСООН}$ . 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:

$$K_{\text{г}} = \frac{[\text{НСООН}] \cdot [\text{ОН}^-]}{[\text{НСОО}^-]}$$

Константу гидролиза рассчитаем по формуле:

$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{a}}(\text{НСООН})}$$

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

Соответственно:

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

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

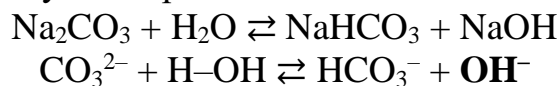
$$\text{Отсюда, } h = \sqrt{\frac{4,55 \cdot 10^{-11}}{0,4}} = 1,07 \cdot 10^{-5}$$

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

**Пример 4.** Рассчитайте константу и степень гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе с молярной концентрацией 0,001 моль/л, учитывая только первую ступень процесса.

**Решение:**

1) Соль  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, поэтому гидролизу подвергаются только ионы  $\text{CO}_3^{2-}$ .



2) Константа гидролиза соли может быть вычислена следующим образом:

$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{a1}}(\text{НСО}_3^-)}$$

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

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

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

**Ответ:**  $K_{\text{г}} = 2,5 \cdot 10^{-4}$ ,  $h = 0,5$  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 карбоната, 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 карбоната (I и II ступень):

I \_\_\_\_\_

I \_\_\_\_\_

II \_\_\_\_\_

II \_\_\_\_\_

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 ( $K_T$ )
	$K_a =$	$K_T = \text{————} =$
	$K_a =$	$K_T = \text{————} =$

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  $\text{BiONO}_3$ .

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 гидроксид, 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: \_\_\_\_\_

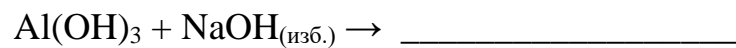
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

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.

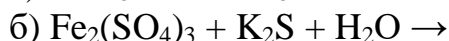
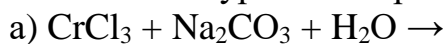
### **Перечень заданий СРС:**

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

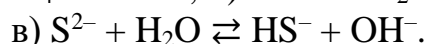
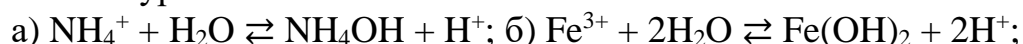
2. При гидролизе какой соли в водном растворе среда щелочная: а)  $K_2CO_3$ , б)  $FeBr_3$ , в)  $KClO_4$ ? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

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 вопрос.

### **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\\_khimiia\\_Khejdorov-VP\\_2023.pdf](https://www.elib.vsmu.by/bitstream/123/24676/1/Obshchaia_i_bioneorganicheskaia_khimiia_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. Хрусталева. - Минск : Вышэйшая школа, 2020. - 494, [1] с. : ил., табл. - Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.