

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ – ФИЛИАЛ  
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«УЛЬЯНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ П.А.СТОЛЫПИНА»

Ю.Р. Гирфанова

***РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ***  
***по дисциплине «Неорганическая химия»***



Димитровград -2019

УДК 54  
ББК 24.1  
Г-51

**Гирфанова Ю.Р.** Неорганическая химия: Рабочая тетрадь / Ю.Р. Гирфанова - Димитровград: Технологический институт – филиал УлГАУ, 2019.- 33 с.

Рецензенты: Курьянова Надежда Хусаиновна, кандидат биологических наук, доцент кафедры «Технология производства, переработки и экспертизы продукции АПК» ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ.

Неорганическая химия: Рабочая тетрадь для проведения лабораторных работ предназначены для подготовки бакалавров направления 19.03.03 Продукты питания животного происхождения.

В рабочей тетради в кратком и систематическом виде изложено содержание курса химия и представлены лабораторные задания. Особое внимание уделено взаимосвязи химических свойств элементов и их соединений с положением элемента в ПСЭ Д.И. Менделеева, общим закономерностям протекания химических процессов.

Утверждено  
на заседании кафедры «Технология производства,  
переработки и экспертизы продукции АПК»  
Технологического института – филиала  
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ,  
протокол № 1 от 2 сентября 2019г.

Рекомендовано  
к изданию методическим советом Технологического  
института – филиала  
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ  
Протокол № 2 от 10 октября 2019г.

© Гирфанова Ю.Р., 2019

© Технологический институт – филиал ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ, 2019

**Занятие 1**  
**По теме: Строение атома, периодический закон Менделеева;**  
**Химическая связь, строение молекул.**

Задание 1. Что характеризует главное квантовое число ( $n$ )? Какие значения оно принимает?

Задание 2. Каковы значения  $n$  для: водорода, хлора, хрома и ртути?

Задание 3. Что характеризует орбитальное ( азимутальное ) квантовое число ( $l$ )? Какие значения оно принимает? Нарисуй и заполни таблицу:

$n$	$l$	Обозначение подуровней	Число подуровней
-----	-----	------------------------	------------------

Задание 4. Что характеризует магнитное квантовое число ( $m_l$ )? Нарисуй и заполни таблицу:

$n$	$l$	$M_l$	Количество энергетических ячеек
-----	-----	-------	---------------------------------

Задание 5. Нарисуйте пространственную конфигурацию  $P_x$ ,  $P_y$ ,  $P_z$  орбиталей.

Задание 6. Что характеризует спиновое квантовое число? Какие значения оно принимает?

Задание 7. Дайте формулировки принципа Паули, принципа наименьшей энергии, правила Хунда.

Задание 8. Какие орбитали атома заполняются раньше:  $4s$  или  $3d$ ;  $5s$  или  $4d$ ? Почему?

Задание 9. Разместить 6 электронов по квантовым ячейкам  $d$ -подуровни и пять электронов по квантовым ячейкам  $f$ -подуровня.

Задание 10. Напишите электронные формулы атомов углерода, азота, фосфора, серы, хлора, распределите электроны по квантовым ячейкам. Имеют ли эти атомы возбужденные состояния? Какова валентность атомов в нормальном и если есть – в возбужденном состояниях?

Задание 11. Дайте современную формулировку периодического закона Д.И. Менделеева.

Задание 12. Что такое энергия ионизации ( $J_{\text{иониз.}}$ ), сродство к электрону ( $E_{\text{ср.}}$ ) и электроотрицательность ( $\text{ЭО}$ )? В каких единицах они измеряются?

Задание 13. Как изменяются  $J_{\text{иониз.}}$ ,  $E_{\text{ср.}}$ ,  $\text{ЭО}$  в группах периодической системы элементов?

Задание 14. Как изменяются  $J_{\text{иониз.}}$ ,  $E_{\text{ср.}}$ ,  $\text{ЭО}$  в периодах периодической системы элементов?

Задание 15. Какой из двух элементов более электроотрицателен? Ответ мотивируйте положением элементов в периодической системе.

А) В или F; б) Br или Cl; в) Mn или Br

Задание 16. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменится химический характер этих соединений при переходе от Na и Cl? Результаты занесите в таблицу:

Элементы							
Оксиды							
гидроксиды							

Задание 17. Исходя из закономерности периодической системы дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием?

А) Sc(OH) или Ba(OH) б) Sc(OH)<sub>2</sub> или Cd(OH) в) Ca(OH)<sub>2</sub> или Fe(OH)<sub>2</sub>

Задание 18. Как влияет повышение степени окисления элемента на свойства образуемых ими гидроксидов? Исходя из этого дайте ответ на вопрос: какой из двух оксидов является более сильным основанием?

А) CuOH или Cu(OH)<sub>2</sub> ; б) Fe(OH)<sub>2</sub> или Fe(OH)<sub>3</sub>

Задание 19. Что следует понимать под спиновостью атома в отличие от его степени окисления? Чему равны спиновалентность и степень окисления азота в N<sub>2</sub>, NH<sub>2</sub>OH, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>?

Задание 20. Какая химическая связь называется ионной? Как она образуется? Разберите на примере.

Задание 21. Какая химическая связь называется ковалентной ( полярной и неполярной)? Разберите на примере.

Задание 22. Какая химическая связь называется донорно-акцепторной? Для каких соединений она характерна?

Задание 23. Какая ковалентная связь называется – связью? Укажите типы связей в молекулах HCl, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, CO

Задание 24. Какой показатель является мерой полярности молекул? Какая из молекул HF, HCl, или HJ более полярна?

Э<sub>ОН</sub>=2,1; Э<sub>ОF</sub>= 4.0; Э<sub>ОCl</sub>=3.0; Э<sub>ОJ</sub>=2.5

Что такое дипольный момент молекулы?

Задание 25. Какой тип связи осуществляется в кристаллах металлов?

Задание 26. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными?

Задание 27. Пользуясь приведенными ниже правилами, составьте графические формулы Al(OH)<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

### Правила построения графических формул:

1. Атом кислорода имеет  $V=2$  (образует две связи).
2. Атом водорода имеет  $V=1$  (образует одну связь).
3. Центральное место в молекулах кислот и оснований занимает атом неметалла или металла.
4. Атом водорода соединяется с центральным атомом через атом водорода.
5. Если число атомов кислорода больше числа атомов водорода, то избыточные атомы кислорода соединяются с центральным атомом непосредственно.
6. Когда в состав молекул входят два центральных атома, то они соединяются друг с другом с помощью атома кислорода, а гидроксильные ионы и остальные атомы кислорода распределяются поровну между обоими центральными атомами.

Задание 28. Какие типы межмолекулярной связи Вы знаете?

Задание 29. Что такое водородная связь? Приведите примеры.

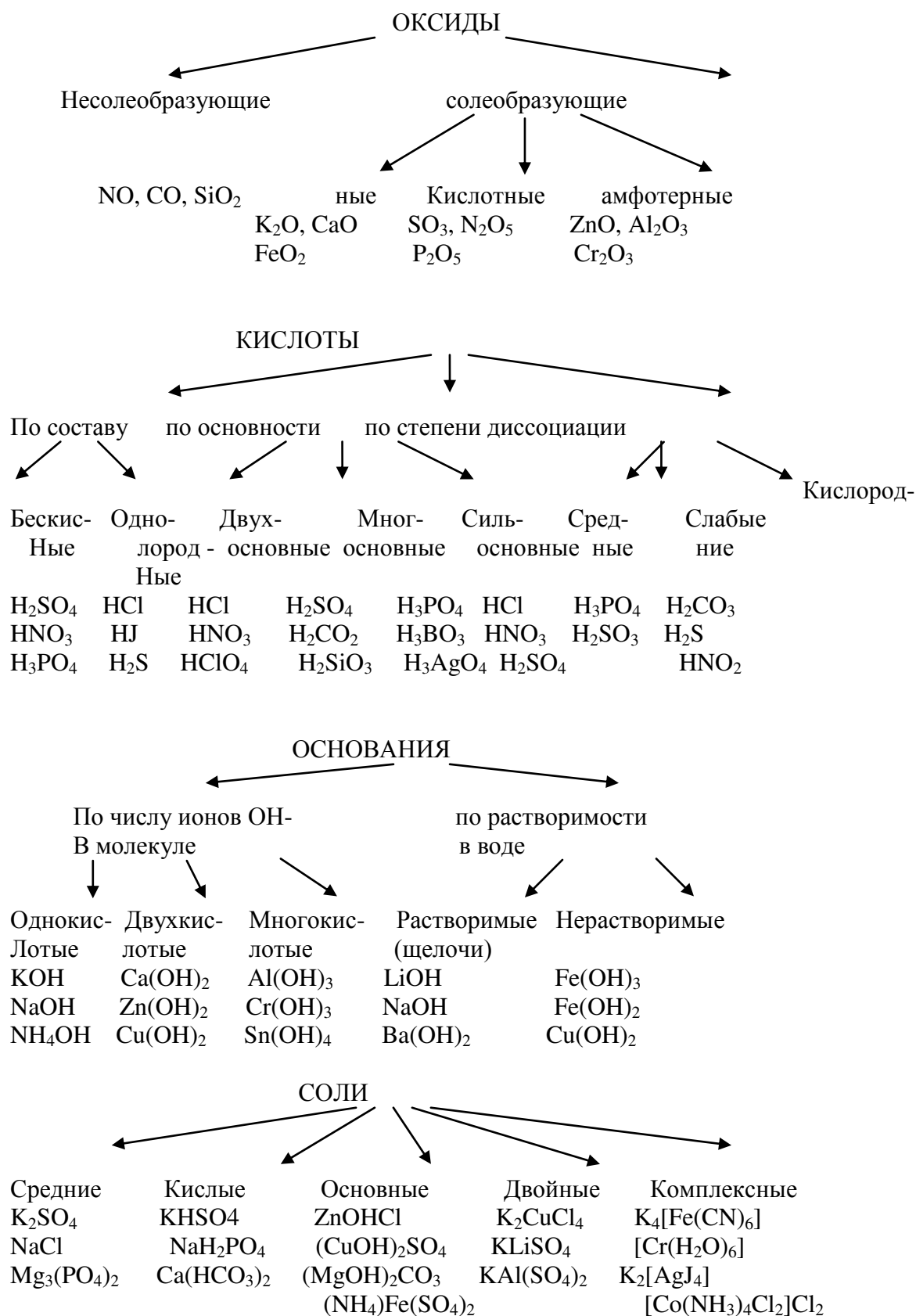
### Упражнения

1. Какие из перечисленных ниже атомных орбиталей не имеют смысла: 4f, 2d, 2s, 5p, 1p, 3f, 3d?
2. Расположите указанные ниже подболочки в атоме водорода в порядке возрастания энергии: 4s, 3d, 2p, 1s, 2s, 4f, 3s ?
3. Какие характеристики орбиталей определяются значением: а) главного квантового числа  $n$ ; б) орбитального квантового числа  $l$ ; в) магнитного квантового числа  $m_l$ ?
4. Укажите полное число электронов в атоме, имеющих следующие квантовые числа: а)  $n=3, l=1$ ; б)  $n=4, l=2$ ; в)  $n=3, l=2, m_l=2$ ; г)  $n=4, m_s=+1/2$ . Исходя из положений элементов в периодической таблице укажите, какой из атомов перечисленной пары имеет большие размеры: а) Na, Li; б) Li, Be; в) O, P. г) N, Si.
5. Укажите, какой из атомов каждой перечисленной ниже пары имеет большие размеры и энергию ионизации, а также большее отрицательное значение сродства к электрону: а) O, F; б) N, P; в) Sc, Ca; г) Ga, Si.
6. Вторая энергия ионизации вдвое больше первой ( $J_1=735$  кЖд/моль,  $J_2=1445$  кЖд/моль). Объясните это явление
7. Предскажите химическую формулу ионного соединения, образуемого каждой из перечисленных ниже пар элементов: а) Sr, Ba; б) Be, O; в) Al, S; г) Zn, F; д) K, Se; е) Zn, O.
8. Укажите к какому типу: ионному или ковалентному относятся следующие вещества: а) Sr, Ba; б) Be, O; г) Zn, F; д) K, Se; е) CuO.
9. Изобразите валентные структуры (графические формулы) следующих молекул: а)  $\text{SiH}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$ ; в) CO; г)  $\text{N}_2$ ; д)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; е)  $\text{CS}_2$
10. Какая из следующих связей полярна? Укажите для каждой полярной связи более электроотрицательный атом: а) Cl-I; б) P-P; в) C-N; г) F-F; д) O-H.
11. Укажите все типы межмолекулярных сил, которые могут действовать в перечисленных ниже веществах и смесях: а)  $\text{CH}_3\text{OH} - \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ ; б)  $\text{Xe}_{(ж)}$ ; в)  $\text{C}_6\text{H}_6_{(ж)}$ ; г)  $\text{ClF}_{(ж)}$ ; д)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2_{(ж)}$ .

## Занятие 2

### Тема: «Основные классы неорганических соединений»

Основные классы неорганических соединений:



Название кислот	Формула	Название средних солей
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфиды
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Соляная	$\text{HCl}$	Хлориды
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хлористая	$\text{HClO}_2$	Хлориды
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	бораты
Борная (мета)	$\text{HBO}_2$	метабораты
Борная (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетрабораты
Родановодородная	$\text{HCNS}$	Роданиты
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Ацетаты
Хромовая	$\text{HClO}_4$	Цианиты
Синильная	$\text{HCN}$	Хроматы
Двухромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_7$	Цианиды
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	Дихроматы
Фосфорная (мета)	$\text{HPO}_3$	Фосфаты
Фосфорная (орто)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Метафосфаты
Фосфорная (пиро)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Пирофосфаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Пергамонганаты
Марганцовистая	$\text{HMnO}_4$	Мангаматы
кремневая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
йодистоводородная	$\text{HI}$	иодиты

Какие соли содержат в себе приставку “гидро-”:  $\text{Ca}(\text{HNO}_3)_2$  – гидрокарбонат кальция,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат калия,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрирования калия.

Основные соли – приставку “гидроксо”:  $\text{PbOHNO}_3$  – гидроксонитрат свинца (II), дигидроксохлорид хрома (III).

Для закрепления материала по номенклатуре предлагается игра “химическое лото”. (Подробный материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.)

## Опыт 2.1. Получение гидроксидов.

### 2.1.1. Получение гидроксидов.

В пробирку с водой поместив на кончике шпателя оксид кальция и прибавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина ( $\text{pH}=8,2-10,0$ ). Напишите уравнения реакции, отметьте изменение цвета индикатора.

### 2.1.2. Получение труднорастворимых оснований.

Налейте в пробирку I мл сульфата никеля (II), добавьте раствор гидроксида натрия. Напишите уравнение реакций, отметьте цвет осадка и раствора над осадком.

### 2.1.3. Получение кислот.

В пробирку с водой добавьте 2-3- капли синего лакмуса и пропустите оксид углерода (IV) из аппарата Кипа. Напишите уравнение реакции, отметьте изменение окраски индикатора.

В пробирку с водой добавьте 2-3- капли синего лакмуса и поместите кристаллик оксида фосфора (V). Напишите уравнения реакции, отметьте изменение окраски индикатора.

### Опыт 2.2. Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств.

В пробирку с 1 мл хлорида хрома (III) добавьте по каплям гидроксид натрия (до образования осадка). Затем содержимое пробирки разлейте на две пробирки. В одну добавьте соляную кислоту, а в другую – избыток гидроксида натрия. Объясните происходящее явление и напишите соответствующее уравнения реакций.

### Опыт 2.3. Получение солей.

#### 2.3.1. Взаимодействие основного оксида и соли с кислотой.

В пробирки, в одной из которых помещен оксид меди (II) (10 мг), а во второй налит раствор хлорида бария (1-2), добавьте разбавленную серную кислоту. Что при этом наблюдается. Напишите уравнения реакций. При отсутствии индикатора в качестве индикатора использовать универсальную лакмусовую бумагу.

#### 2.3.2. Взаимодействие основания с кислотой.

К 1 мл гидроксида никеля (II), полученному в опыте 2.1.2., добавьте раствор соляной кислоты. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

#### 2.3.3. Взаимодействие кислотного оксида с основанием.

Через известковую воду, налитую в пробирку, пропустите оксид углерода (IV) из аппарата Кипа до образования мути, а затем до ее исчезновения. Объясните происходящее явление и напишите соответствующее уравнение реакций.

#### 2.3.4. Взаимодействие солей друг с другом.

В две пробирки с 1 мл раствора нитрата свинца (II) добавьте: в одну – раствор хлорида натрия. В другую – раствор сульфата магния. Какие вещества выпадают в осадок? Напишите уравнения реакций. По таблице растворимости ознакомьтесь с растворимостью нитратов, хлоридов и сульфатов наиболее часто применяемых в лабораторной практике.

#### 2.3.5. Взаимодействие соли с основанием.

В две пробирки с 1 мл сульфата меди (II) добавьте: в одну- несколько капель раствора гидроксида натрия. Что при этом наблюдается? Напишите соответствующие уравнения реакций.

### Упражнения

1. Перечислите известные Вам типы оксидов.



2. Способы получения оксидов. Приведите примеры.
  3. Назовите следующие оксиды:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
  4. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты непосредственно с водой не взаимодействуя.
  5. Приведите примеры оксидов, которые непосредственно с водой не взаимодействуют.
  6. Как называются растворимые основания? Приведите примеры. Как они получают?
  7. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Докажите амфотерность:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ?
  8. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите несколько примеров.
  9. Напишите возможные уравнения реакций для следующих переходов:  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;
- $$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3$$
10. Назовите следующие соединения:  $\text{NaN}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SnO}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

Задачи № 4, 4, 11, 15, 18, 57, 60, 68, 81, 86.

### Занятие 3

#### Тема: «Скорость химических реакций»

Скорость химических реакций ( $V$ ) измеряется измерением концентрации реагирующих веществ ( $\Delta C$ ) в единицу времени ( $\Delta t$ ):

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры в области умеренных температур определяются правилом Вант-Гоффа: «При повышении температуры на каждые  $10^0$  скорость большинства реакций увеличивается в 2-3 раза».

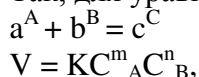
$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Где  $V_1$  и  $V_2$  – скорость реакций при температурах  $T_2$  и  $T_1$ ;

$\gamma$  - температурный коэффициент;

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс: «Скорость химических реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам».

Так, для уравнения реакции, записанном в общем виде:



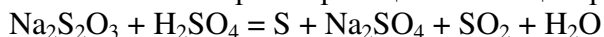
Где  $C_A$  и  $C_B$  - молярные концентрации реагирующих веществ в данный момент времени;  $m$ ,  $n$  - коэффициенты в уравнении скорости реакции, они равны стехиометрическим коэффициентам только в случае одностадийной реакции.

Катализаторы – вещества, изменяющие скорость реакции, но сохраняющие состав и количество неизменным. Катализ бывает гомогенным (все вещества, включая катализатор, находятся в одинаковом фазовом состоянии, чем реагирующие вещества).

*Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.*

### **Опыт 3.1. Зависимость скорости химических реакции от концентрации реагирующих веществ.**

Зависимость скорости реакции от концентрации рассмотрите на примере:



А) В начале проведите качественный опыт. Для этого в пробирку налейте около 1мл р-ра тиосульфата натрия и добавьте несколько капель р-ра серной кислоты. Отметьте через некоторое время начало помутнения раствора с последующим выделением серы. Запишите уравнение реакции.

Б) В три пронумерованные пробирки налейте раствор тиосульфата натрия (концентрация 0,25N): в первую пробирку налейте 1мл, во вторую – 2мл воды, второй 1мл.

Следовательно, условия концентрации тиосульфата в пробирках будет относиться, как 1:2:3.

В первую пробирку добавьте 1 каплю серной кислоты, перемешайте растворы встряхиванием и по секундомеру определите время заметного помутнения.

Опыты повторите с растворами в пробирках 2 и 3. Результаты занесите в таблицу:

№ пробирки	Содержимое пробирок			Р-р H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Время протекания реакции, т, сек	Условн. Скорость реакции
	Р-р тиосульфата, Na, мл	H <sub>2</sub> O	Усл. Конц.			
Эталон						
1						
2						
3						

По результатам опыта постройте график в координатах V (С)

### **Опыт 3.2. Зависимость скорости реакции от температуры.**

В три пробирки налейте по 3мл 0,1N раствора тиосульфата натрия. В одну из них при комнатной температуре (измерить) внесите каплю раствора серной кислоты, растворы перемешайте встряхиванием и включите секундомер. Определяют время начала помутнения.

Другую пробирку поместите в водяную баню с температурой, превышающей комнатную на 10<sup>0</sup>. После того, как в пробирке и бане температуры сравняются, в пробирку добавьте каплю серной кислоты, растворы перемешайте и определите время начала помутнения раствора.

Аналогично проведите опыт с третьей пробиркой, но температуру в ней установите выше комнатной на 20<sup>0</sup>.

Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№ пробирки	Т-ра опыта t <sup>0</sup> С	Время реакции	Условная скорость $V = \frac{l}{\tau}$
Эталон			
1			
2			
3			

В координатах V(t) по данным опыта постройте график.

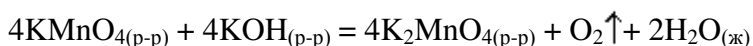
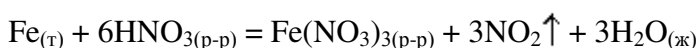
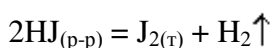
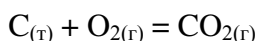
Проанализируйте график и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

### Опыт 3.3. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 2-3 мл пероксида водорода. В одну пробирку внесите немного катализатора – оксида марганца (IV). Нагрейте смесь. В какой пробирке разложение пероксида водорода идет быстрее? Напишите уравнение реакции.

#### Упражнения

- Какая из реакций является гомогенной в системе:  
 $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{S}_{(\text{ТВ.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$ ?
- Назовите факторы, влияющие на скорость реакции и константу скорости химической реакции.
- Во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры от 30<sup>0</sup> до 50<sup>0</sup>, если температурный коэффициент равен 3?
- Как изменится константа скорости реакции при увеличении температуры, если скорость реакции возросла при этом в 4 раза?
- Что такое катализ? Какой катализ называется гомогенным и какой гетерогенным?
- Напишите выражения скорости прямых химических реакций для следующих систем:



Задачи: 326, 329, 330, 331, 335.

#### Тема: «Химическое равновесие»

Химическое равновесие – это состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой (для обратимых реакций).

Для уравнения обратимой реакции в общем виде:

$a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow c\text{C} + d\text{D}$  выражение для константы химического равновесия (K) имеет вид:

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

где A, B, C и D – равновесные концентрации;

а, в, с, d – показатели степени.

В выражение константы равновесия концентраций веществ, находящихся в твердом состоянии, не входят.

Химическое равновесие можно сместить. Направление смещения определяется принципом Ле-Шаталье: «Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать воздействие извне (изменить С, T<sup>0</sup> и P), то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабит произведенное воздействие».

При увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением числа молей газообразных веществ.

При уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается увеличением числа молей газообразных веществ.

Повышение температуры способствует протеканию эндотермической реакции.

*Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.*

#### **Опыт 3.4. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ.**

В пробирку на  $\frac{3}{4}$  заполненную водой, добавьте по 1 капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Какую краску имеет раствор? Напишите уравнение реакции. Полученный раствор разделите на 4 пробирки. Первую оставьте для сравнения, во вторую добавьте 3-5 капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – 2-3 капли концентрированного раствора хлорида калия. Результаты эксперимента запишите в таблицу.

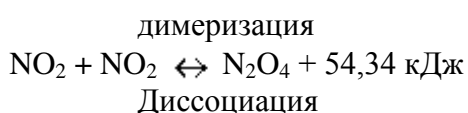
Результаты наблюдений:

№ пробирки	Увеличение концентрации	Изменение окраски	Смещение равновесия
1			
2			
3			
4			

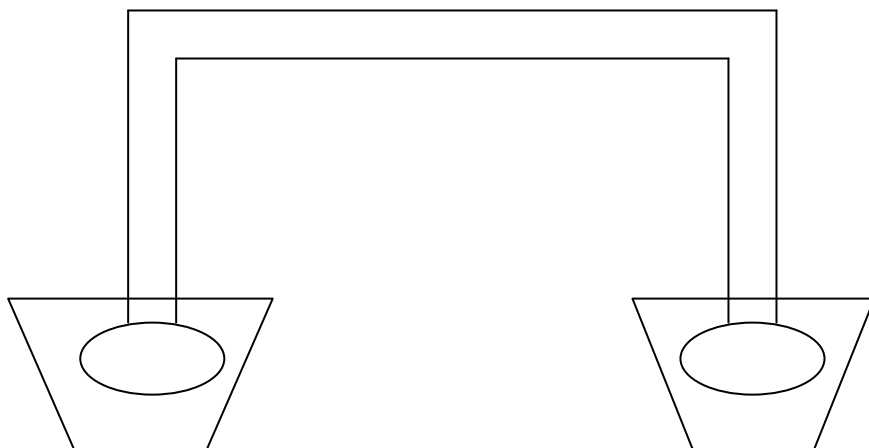
#### **Опыт 3.5. Смещение химического равновесия под влиянием температуры.**

Опыт проводят в приборе из двух стеклянных баллонов, соединенных трубкой и заполненных оксидом азота (IV).

Бурый оксид азота (IV) при обыкновенной температуре находится в равновесии с бесцветной четырех окись азота (IV)



Один из шаров помещают в стакан с теплой водой, другой – в стакан, наполненный водой со льдом. Какие изменения происходят? Почему?

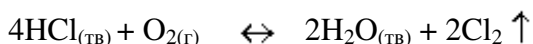
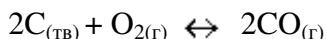


### Опыт 3.6. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе.

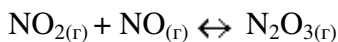
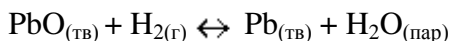
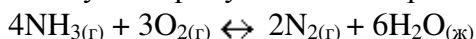
Отвесьте на технических весах примерно 0,5г кускового мрамора. Уравновесьте его порошком мрамора. Налейте в две пробирки по 5мл 10%-ого раствора соляной кислоты. Одновременно внесите кусочек мрамора в одну из пробирок, а порошок в другую. Засеките время, которое потребовалось для полного растворения мрамора в обоих случаях. Рассчитайте для обоих случаев относительную скорость реакции ( $V=1/\tau$ ). В каком случае скорость химической реакции больше и почему?

#### Упражнения

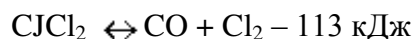
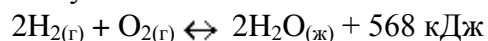
1. Составьте выражение констант химического равновесия для систем:  
 $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_2 \uparrow$



2. В какую сторону сместиться равновесие реакций при увеличении давления? Почему?

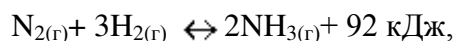


3. В какую сторону сместиться равновесие реакций при увеличении температуры? Почему?



Влияет ли катализатор на состояние химического равновесия? Почему?

4. Как следует изменить температуру, давление и концентрации компонентов системы



Чтобы повысить выход аммиака? Давайте обоснование ответа.

Задачи : № 99, 110, 116, 123, 129, 131.

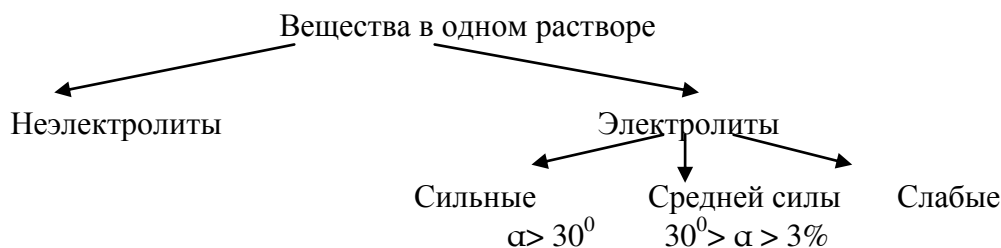
## ЗАНЯТИЕ 4

### Тема: «Электрическая диссоциация, ионные реакции обмена, ПР»

Распад молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя ( например, воды ) называется электрической диссоциацией.

Степенью электрической диссоциации ( $\alpha$ ) называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $n$ ), к общему числу молекул растворенного вещества ( $N$ ).

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$



#### Сильные электролиты:

1. Почти все растворимые соли, причем плохая растворимость соли не является признаком слабого электролита. Например: NaCl, CuSO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.  
Исключения: Fe(SCN)<sub>3</sub>, HgCl<sub>2</sub>, Hg(CN)<sub>2</sub>.
2. Многие минеральные кислоты  
Например: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HCl, HBr, HI, HMnO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>.
3. Основания щелочных и щелочноземельных металлов. Например: NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.

#### Слабые электролиты:

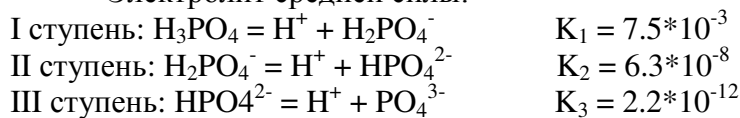
1. Почти все органические кислоты (кроме муравьиной). Например: CH<sub>3</sub>COOH, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH.  
Некоторые минеральные кислоты.  
Например: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HCN, HF.
2. Гидроксиды металлов, кроме гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов (особо следует запомнить, что NH<sub>4</sub>OH, хорошо растворимы в воде, но являются слабым электролитом).
3. Вода. Довольно часто выделяют группу электролитов средней силы (например H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

Более точным критерием оценки силы электролита является константа диссоциации.

### Диссоциация кислот:

Сильный электролит:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ,

Электролит средней силы:



$$K_1 > K_2 > K_3$$

Суммарное уравнение:  $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

### Диссоциация оснований:

Сильный электролит:  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Слабый электролит:  $\text{Fe}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$

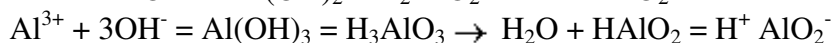
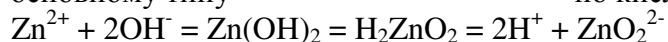
$\text{FeOH}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$

$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$

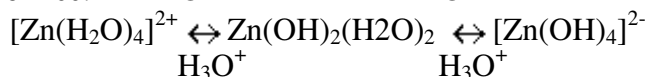
### Диссоциация амфотерных электролитов:

По основному типу

по кислотному типу



Точнее:  $\text{OH}^-$        $\text{OH}^-$



Средние  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Кислые  $\text{KHCO}_3 = \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$

Основные (в растворе)  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 = 2\text{ZnOH}^- + \text{SO}_4^{2-}$

Комплексные  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Двойные  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$

Условия необратимости ионных реакций обмена:

А) образование малорастворимых веществ;

б) образование газообразных веществ;

в) образование слабодиссоциирующих веществ.

При составлении ионных уравнений реакций малорастворимые, газообразные и слабодиссоциирующие вещества записываются в виде молекул, а сильные электролиты – в виде ионов.

Суть химических реакций, не являющихся окислительно-восстановительными, выражают сокращенные ионные уравнения.

*Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.*

#### **Опыт 4.1. Зависимость электропроводности слабых электролитов от концентрации раствора.**

Налейте в электродный сосуд немного концентрированной уксусной кислоты (так, чтобы нижняя часть электродов была погружена в жидкость). Включите ток и постепенно наливайте в электродный сосуд воду. Объясните наблюдаемое изменение накала лампочки. Разбавленный раствор кислоты перелейте в другой сосуд. Ополосните водой электроды и электродный сосуд.

#### **Опыт 4.2. Образование малорастворимых соединений.**

В пробирку к 1мл раствора нитрата калия добавьте 1мл хлорида натрия. Наблюдается ли образование осадка? Объясните.

В три пробирки налейте по 2мл растворов: в одну – карбоната аммония, в другую – хлорида бария, в третью – хромата калия. Прибавьте по 2мл в первую пробирку раствора хлорида кальция, во вторую сульфата калия, в третью – нитрата серебра. Что наблюдается в каждой пробирке? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

#### **Опыт 4.3. Образование малодиссоциированных соединений и газов.**

**4.3.1.** В пробирку налейте 1мл раствора ацетата натрия и 1 мл соляной кислоты. Чем объясняется появление запаха? Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения.

**4.3.2.** Налейте в пробирку 2мл раствора сульфида натрия под тягой и осторожно добавьте несколько капель соляной кислоты. Чем объясняется выделение газа? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

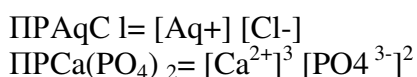
**4.3.3.** Налейте в пробирку 2мл концентрированного раствора хлорида аммония и добавьте 2 мл гидроксида натрия. Раствор нагрейте. Чем объясняется выделение запаха? Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения.

#### **Опыт 4.4. Влияние реакции среды на равновесие диссоциации амфотерного электролита.**

К раствору сульфата цинка приливайте по каплям раствор гидроксида натрия. Дайте отстояться полученному осадку. Декантацией слейте раствор над осадком. Оставшееся в пробирке разделите на две пробирки. В одну пробирку добавьте соляную кислоту, а в другую – раствор гидроксида натрия. Чем объясняется образование осадка и растворение его в кислоте и щелочи? Какие равновесия имеют место в растворе гидроксида цинка? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

**Тема: «Произведение растворимости, правила образования и растворения осадков».**

Произведение концентрации ионов малорастворимого электролита в насыщенном растворе называется произведением растворимости ПР (при данной температуре величина постоянная):



Осадок из раствора выпадает в том случае, когда произведение концентрации его ионов в растворе превышает значение произведения растворимости.

Например:  $[\text{Aq}^+] [\text{Cl}^-] > \text{ПР}_{\text{AqCl}}$ .

Для растворения осадка нужно добавить электролит, ионы которого связывают один из посылаемых осадком в раствор ионов в молекулы слабого электролита. Для перехода одного осадка в другой нужно добавить электролит, ионы которого связывают один из посылаемых



осадком в раствор ионов в молекулу другого осадка с меньшим значением произведения растворимости.

#### **Опыт 4.5. Взаимодействие осадков с ионами других электролитов (образование и растворение осадков)**

**4.5.1.** В пробирку с 1мл сульфата магния добавить 1мл гидроксида натрия. Какой осадок образуется? К образовавшемуся осадку прилить избыток соляной кислоты. Будет ли растворяться осадок? Почему? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

**4.5.2.** В пробирку с 1мл р-ра нитрата серебра добавьте 1мл раствора хлорида натрия. Какой осадок образуется? К образовавшемуся осадку прилейте 1мл р-ра сульфида натрия. Что наблюдается? Зная численные значения  $PP_{AgCl}$  и  $PP_{AgS}$  объясните происходящие с осадком изменения. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

$$PP_{AgCl}=1.7 \cdot 10^{-10}$$

$$PP_{AgS}=6.3 \cdot 10^{-50}$$

#### **УПРАЖНЕНИЯ**

1. Что называется процессом электрической диссоциации, какие вещества называются электролитами?

2. Напишите уравнение диссоциации на ионы в растворе следующих веществ:  $H_2SO_3$ ;  $Ba(OH)_2$ ;  $KH_2PO_4$ ;  $NaHS$ ;  $CrOH(SO_4)_2$ ;  $CuOHNO_3$ .

3. Укажите, какие из перечисленных веществ относятся к электролитам:  $N_2O$ ;  $Cu(NO_3)_2$ ;  $NHO_3$ ;  $C_6H_{12}O_6$ .

4. Укажите, среди приведенных электролитов сильные и слабые:  $HCl$ ,  $NH_4OH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $HClO_4$ ,  $HCN$ ,  $H_2CO_3$ ,  $CuSO_4$ ,  $Fe(CNS)_3$ ,  $HJ$ .

5. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия:

Нитрата железа(III) с гидроксидом натрия

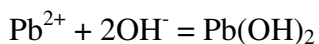
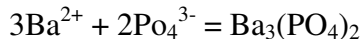
Карбоната натрия с серной кислотой;

Сульфата железа(III) с хлоридом бария;

Сульфата аммония с азотной кислотой;

Хлорида кальция с карбонатом натрия.

6. Составьте молекулярные уравнения реакций, соответствующих следующим ионным уравнениям:



7. Что такое произведение растворимости труднорастворимого электролита? Какие условия необходимы для: а) образования, б) растворения осадка?

Задачи: 392, 402, 417, 436, 438.

## ЗАНЯТИЕ 5

Тема: «Ионное произведение воды, водородный показатель. Гидролиз солей».



Данное положение равновесия позволяет записать закон действующих масс:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Поскольку концентрация воды – величина постоянная, то запишем  $K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ .

Ионное произведение воды:  $K\text{H}_2\text{O} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

В нейтральной среде  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7}$  г-ион/л.

В кислой среде  $[\text{H}^+] > [10^{-7}]$  г-ион/л

В щелочной среде  $[\text{H}^+] < [10^{-7}]$  г-ион/л

Водородный показатель  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

В нейтральной среде  $\text{pH} = 7$

В кислой среде  $\text{pH} < 7$

В щелочной среде  $\text{pH} > 7$

Гидроксильный показатель  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Для качественного определения реакции среды применяют индикаторы – вещества, изменяющие окраску в зависимости от величины pH раствора.

### Опыт 5.1. Определение реакции среды при помощи индикаторов.

Налейте в три пробирки по 1мл разбавленного раствора какой-либо кислоты, в другие три – по 1мл дистиллированной воды и еще в три – по 1мл разбавленного раствора щелочи. Пробирки распределите на три серии – в каждой по одной пробирке кислоты, воды и щелочи. Добавьте в каждую пробирку по несколько капель растворов индикаторов: в первую серию – лакмуса, во вторую – метилового оранжевого, в третью – фенолфталеина. Наблюдаемую окраску индикатора занесите в таблицу.

Результаты опыта:

индикатор	цвет			
	В кислой среде $\text{pH} < 7$	В нейтральной среде $\text{pH} = 7$	В щелочной среде $\text{pH} > 7$	Интервалы pH
1	2	3	4	5
Лакмус				5,0 – 8,0
Метилловый оранжевый				3,2 – 4,4
фенолфталеин				3,2 – 10,0

Взаимодействие соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих или малорастворимых продуктов, называется гидролизом.

Тип соли по катиону и аниону	Продукты гидролиза	Примеры реакций гидролиза		
		Сильное основание и слабая к-та pH > 7	Слабое основание и сильная кислота pH < 7	Слабое основание и слабая кислота pH = 7
однозарядный катион	Основание + кислота	$\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{HCN}$ $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{HCN}$	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$	$\text{LiNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{HNO}_2$ $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_2$
многозарядный анион	Основание + кислая соль	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_3^- + \text{OH}^-$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HSO}_4^-$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{HCO}_3$ $\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCO}_3^-$
многозарядный катион	Основная соль + кислота	$\text{Ba}(\text{CN})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{BaOH} + \text{HCN}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{BaOH} + \text{HCN}$	$\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuOHCl} + \text{HCl}$ $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{Al}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOH}^{2+} + \text{CH}_3\text{COOH}$
многозарядный катион и анион	Этот случай практически редко встречается т.к. относящиеся сюда соли в воде нерастворимы. Для растворимых: $\text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{HS})_2$ $\text{FeS} + \text{H}_2\text{O} = \text{HS} + \text{OH}^-$		$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$	необратимый гидролиз, основание (осн. соль) + газ $\text{Cr}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$

Соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются (pH = 7): KCl, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, BaCl<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub>.

Для большинства солей гидролиз является обратимым процессом.

### Опыт 5.2. Гидролиз солей.

Налейте в четыре пробирки по 1мл растворов: хлорида натрия, ацетата натрия, карбоната калия и хлорида цинка. С помощью индикаторов определите реакцию среды. В случае протекания реакций напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия.

### Опыт 5.3.

Налейте в пробирку 5-10 мл раствора хлорида железа (III) и внесите на кончике шпателя магнитные опилки. Отметьте выделение водорода. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида железа (III) и взаимодействия магния с одним из продуктов гидролиза.

### Опыт 5.4.

Налейте в пробирку 5-10 мл насыщенного раствора фосфата натрия, нагрейте пробирку на пламени горелки до температуры, близкой к кипению и опустите в нее гранулу алюминия. Объясните выделение водорода. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия алюминия с одним из продуктов гидролиза.

### Опыт 5.5. Смещение равновесия гидролиза.

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора хлорида сурьмы и прибавьте по капле дистиллированную воду. Наблюдайте выпадение осадка, который будет растворяться при добавлении 1мл раствора HCl. Объясните почему. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида сурьмы.

### Опыт 5.6. Необратимый гидролиз.

**5.6.1.** В пробирку налейте 1мл раствора сульфата алюминия и добавьте такое же количество раствора сульфида аммония. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

**5.6.2.** В пробирку налейте 1мл раствора сульфата меди (II) и добавьте такое же количество раствора карбоната натрия. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Какая величина является ионным произведением воды? Почему ионное произведение воды считается постоянной величиной при дано температуре?
2. Вычислите pH раствора, если  $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$  г-ион/л.
3. pH раствора равен 3. Что надо прибавить к раствору, чтобы увеличить pH до 7: а) кислоту, б) воду, в) щелочь. Почему?
4. Какая из приведенных солей не подвергается гидролизу: а)  $\text{CaCl}_2$ , б)  $\text{H}_3\text{COONH}_4$ , в)  $\text{NaCl}$ . Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия алюминия с одним из продуктов гидролиза
5. Какая реакция среды будет при расстоении в воде  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ : а) кислая, б) нейтральная, в) щелочная? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.
6. Какая из приведенных солей при гидролизе по первой ступени образует кислую соль: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , б)  $(\text{NH}_4)\text{SO}_4$ , в)  $\text{FeSO}_4$ ? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций
7. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций гидролиза солей:  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ .
8. Можно ли в растворах солей, подвергшихся гидролизу, предотвратить гидролиз? Как это сделать?
9. В случае каких солей (в растворах равной концентрации) степень гидролиза будет больше:  $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$  или  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ?  $\text{NaCN}$  или  $\text{NaNO}_2$ ? Почему? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций гидролиза.

Задачи № 326, 329, 330, 331, 335.

## ЗАНЯТИЕ 6

### Тема: «Окислительно–восстановительные реакции»

Окислительно–восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ. В зависимости от степени окисления (высшая, низшая или промежуточная) ионы могут проявлять различные свойства в ОВ реакциях.

При составлении правых частей уравнений ОВ реакций удобно использовать основные переходы ионов.

Таблица 6.1.

#### Важнейшие восстановители

Восстановитель	Окисленная форма
$\text{SO}_3^{2-}$ ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) $\text{NO}^-$ ( $\text{KNO}_2$ ) $\text{S}^{2-}$ , $\text{H}_2\text{S}$ ( $\text{K}_2\text{S}$ ) $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ ( $\text{HCl}$ , $\text{HBr}$ , $\text{HI}$ ) $\text{Fe}^{2+}$ ( $\text{FeSO}_4$ ) $\text{CrO}^{2-}$ ( $\text{KCrO}_2$ )	$\text{SO}_4^{2-}$ ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) $\text{NO}^{3-}$ ( $\text{KNO}_3$ ) $\text{S}^0$ $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{I}_2$ $\text{Fe}^{3+}$ ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ) $\text{CrO}_4^{2-}$ ( $\text{K}_2\text{CrO}$ )

Таблица 6.2.

#### Важнейшие окислители

окислитель	среда	Восстановленная форма
$\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{MnO}_4^-$ ( $\text{KMnO}_4$ ) Фиолетовый	$\text{pH} < 7$ $\text{pH} = 7$ $\text{pH} > 7$	$\text{Mn}^{2+}$ ( $\text{MnSO}_4$ ) бесцветный $\text{MnO}_2$ бурый $\text{MnO}_4^{2-}$ ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ) зеленый
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ( $\text{K}_2\text{CrO}_7$ ) Оранжевый	$\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{pH} < 7$ $\text{HCl}$ $\text{pH} < 7$	$\text{Cr}^{+3}$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ зеленый $\text{CrCl}_3$
$\text{CrO}_4^{2-}$ ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ )	$\text{KOH}$ $\text{pH} > 7$	$\text{CrO}_2$ ( $\text{KCrO}_2$ ) зеленый

Таблица 6.3.

#### Взаимодействие металлов с серной и азотной кислотами

кислота	Активные металлы $\text{Li} - \text{Zn}$	Малоактивные металлы $\text{Sn}, \text{Pb}$	Пассивирующиеся металлы $\text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}, \text{Al}$	Неактивные металлы ( $\text{Cu} - \text{Ag}$ )
$\text{H}_2\text{SO}_4$ разб.	Соль + $\text{H}_2$	Соль + $\text{H}_2$	Соль + $\text{H}_2$	-
$\text{H}_2\text{SO}_4$ конц.	Соль + $\text{H}_2\text{S}$ (S)	Соль + $\text{SO}_2$	$\text{Me}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$	Соль + $\text{SO}_2$
$\text{HNO}_3$ конц.	Соль + $\text{NO}_2$	Соль + $\text{NO}_2$	$\text{Me}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2$	Соль + $\text{NO}_2$
$\text{HNO}_3$ разб.	Соль + $\text{N}_2\text{O}$	Соль + $\text{NO}$	Соль + $\text{NO}$	Соль + $\text{NO}$
$\text{HNO}_3$ разб.	Соль + $\text{NH}_4\text{NO}_3$	-	-	-

Электронный метод используется для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в твердой или газообразной фазе.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, удобнее пользоваться электронно-ионным методом.

## Электронно-ионным метод

среда	окислитель	восстановитель
Кислая pH<7	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Щелочная pH>7	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	$\text{SnO}_2^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- = \text{SnO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Нейтральная pH=7	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$

*Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.*

**Опыт 6.1. Восстановительные свойства металлов (демонстрационный)**

В две пробирки набирают понемногу разбавленной серной кислоты (1:3) и кладут одну кусочек цинка, а во вторую – медную проволоку. Что наблюдается в каждой пробирке? Составьте молекулярные уравнения и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

В пробирку кладут медную проволоку, наливают осторожно 1мл концентрированной серной кислоты. Укрепив пробирку в держалке, слегка нагревают в вытяжном шкафу, держа ее отверстие внутрь шкафа. После этого пробирку дают охладиться. Содержимое вливают в стакан с небольшим количеством воды. На молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

В пробирку кладут кусочек цинка, приливают 1мл концентрированной серной кислоты. Пробирку укрепляют в держателе и осторожно нагревают в вытяжном шкафу, держа ее отверстие внутрь шкафа. Опускают полоску фильтрованной бумаги, смоченной раствором ацетата свинца. На что указывает почернение бумажки? Составьте уравнение реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**Окислительные свойства дихромата калия.**

Подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия разлейте в две пробирки. К раствору в первой пробирке прибавьте избыток раствора сульфата натрия. К раствору во второй пробирке – немного крахмального клейстера и иодида калия. Какие визуальные изменения происходят в обеих пробирках? Составьте молекулярное уравнение реакции и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель. Какие свойства в ОВ-реакциях проявляет дихромат-ион? Почему?

**6.3. Влияние реакции среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.**

**6.3.1.** К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте раствор сульфата натрия. Как изменился цвет раствора? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций.

Проделать эту же реакцию без подкисления. Как в этом случае изменится цвет раствора? Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

К сильно щелочному раствору сульфита натрия прибавить раствор перманганата калия. Как изменится цвет раствора? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

#### **Опыт 6.4. Окислительно – восстановительная двойственность нитрит ионов.**

**6.4.1.** К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте, до обесцвечивания и дальнейшего слабого побурения, раствор нитрата натрия. Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**6.4.2.** К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавьте несколько капель раствора нитрата натрия. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

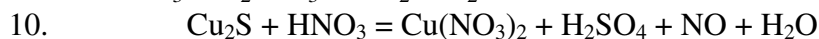
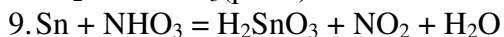
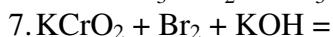
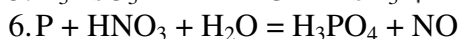
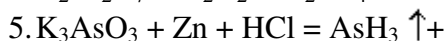
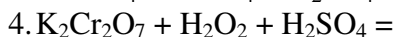
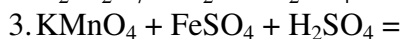
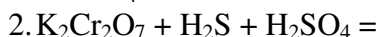
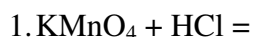
#### **Опыт 6.5. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит ионов.**

**6.5.1.** Налейте в пробирку перманганат калия и добавьте избыток сернистой кислоты. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**6.5.2.** В пробирку с раствором сернистой кислоты добавьте немного сероводородной воды. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

### **УПРАЖНЕНИЯ**

Закончите уравнение реакций и подберите к ним коэффициенты с помощью электронно-ионного баланса.



Задачи № 353, 355, 357, 359, 361.

## ЗАНЯТИЕ 7

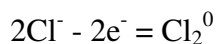
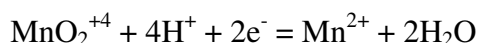
### Тема: «Типы окислительно-восстановительных реакций». Коллоквиум по теме.

Различают три типа ОВ реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования).

*Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.*

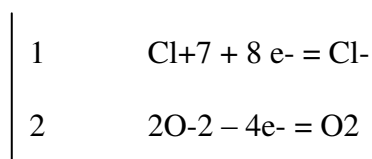
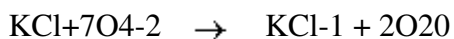
К межмолекулярным относятся такие реакции, при которых окислителем и восстановителем являются атомы элементов, входящих в состав молекул различных соединений.

НАПРИМЕР:

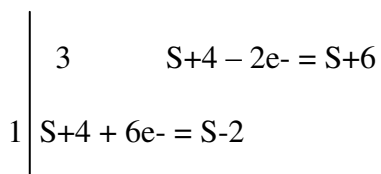


К реакциям внутримолекулярного окисления – восстановления относятся процессы, при которых степени окисления изменяют

атомы разных элементов, входящих в состав молекулы одного вещества.



К реакциям самоокисления – самовосстановления относятся такие реакции, при которых степень окисления атомов одного и того же вещества, и повышается, и понижается, т.е. эти атомы являются и окислителем и восстановителем.



#### Опыт 7.1. Реакции взаимного окисления – восстановления.

Осторожно нагреть в сухой пробирке небольшое количество перманганата калия до разложения. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

#### Опыт 7.2. Реакция самоокисления – самовосстановления.

К полученному в опыте 1 манганату калия прилить немного воды, до растворения. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 7.3. Прокалите в пробирке, закрепленной на штативе, несколько кристалликов нитрата калия. Выделяющийся газ испытайте тлеющей лучинкой. После охлаждения пробирки



растворить ее содержимое в воде и полученный раствор под тягой испытать на присутствие соли азотистой кислоты в реакции с иодом калия (перманганатом калия) в кислой среде. Напишите уравнение реакции разложения нитрата и взаимодействия раствора осадка с окислителями.

### УПРАЖНЕНИЯ

Закончите уравнения реакций и подберите к ним коэффициенты с помощью электронно-ионного или электронного баланса:

1.  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
2.  $\text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
4.  $\text{J}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{JO}_3)_2 +$
5.  $\text{NH}_4\text{O}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
7.  $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
8.  $\text{N}_2\text{H}_4 = \text{NH}_3 + \text{N}_2$
9.  $\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaSO}_3 + \text{NaS} +$
10.  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} +$

Задачи № 480, 484, 485, 493.

### ЗАНЯТИЕ 8

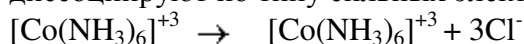
Тема: «Комплексные соединения».

Строение комплексных соединений согласно координационной теории Вернера:  
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

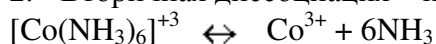
Координационное число (количество присоединяемых лигандов):  $\text{KЧ}_{\text{Co}^{3+}} = 6$ .

Диссоциация комплексных соединений:

1. Первичная диссоциация (хорошо растворимые комплексные соединения диссоциируют по типу сильных электролитов,  $\alpha > 30\%$ ):



2. Вторичная диссоциация – по типу слабых электролитов



Выражение константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Co}^{3+}] [\text{NH}_3]^6}{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}]}$$

### Классификация и номенклатура комплексных соединений.

В зависимости от того, какой электрический заряд несет комплексный ион, различают катионные, анионные, катионно-анионные и нейтральные комплексы.

При составлении названий комплексных соединений сначала называют анион (в именительном падеже), а затем катион (в родительном).

Названия комплексных ионов начинают с названия лигандов. Для обозначения лигандов приняты следующие наименования:

Перед названием лигандов греческими числительными указывается их количество ( 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса). Если присутствуют несколько лигандов, то их перечисляют в алфавитном порядке.

После лигандов называют комплексообразователь, указывая его степень окисления.

В комплексном катионе для обозначения комплексообразователя используют русское название элемента, а после него в скобках римской цифрой указывают его степень окисления. Например:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$  – хлорид тетраамминдихлорокобальта (III); в комплексном анионе для обозначения комплексообразователя используют латинские названия элемента с добавлением окончания – «-ат». Например:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (III) калия.

Катионо-анионный комплекс:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$  – тетрахлорплатинат (II)  
тетрааммиплатины (II)

В названии комплексных неэлектролитов степень окисления комплексообразователя, как правило, не указывается

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$  – триаммитрихлорокобальт.

### Опыт 8.1. Получение комплексных солей.

**8.1.1.** К раствору нитрата серебра добавьте концентрированный раствор хлорида натрия. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

**8.1.2.** К образовавшемуся осадку добавьте до его исчезновения раствор гидроксида аммония. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

**8.1.3.** В пробирку налейте 5-10мл раствора хлорида меди (II). Добавьте по каплям раствор гидроксида аммония. Что образуется? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

**8.1.4.** К образовавшемуся осадку добавьте избыток гидроксида аммония. Почему растворился осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций

**8.1.5.** К образовавшемуся осадку добавьте избыток гидроксида аммония. Почему растворился осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций

### Опыт 8.2. Разрушение комплексных соединений при действии осадителей.

Полученное в опыте 1 комплексное соединение серебра разделите на 4 пробирки. Добавьте: в первую – иодид калия, во вторую – сульфид аммония, в третью – гидроксид натрия. Четвертую пробирку оставьте для дальнейших опытов. Что происходит в пробирках? Объясните наблюдаемые (или нет) явления с точки зрения константы нестойкости комплексного иона и произведений растворимости осадков:

$K_{\text{H}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$ ;  $\text{ПР}_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}$ ;  $\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$

$\text{ПР}_{\text{AgOH}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$

1 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

2 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

3 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

### Опыт 8.3. Разрушение комплексных соединений при разбавлении.

**8.3.1.** К раствору хлорида кобальта (II) добавьте концентрированный раствор роданида калия до изменения цвета раствора из розового в синий. Какое комплексное соединение образовалось? Напишите уравнение реакций.

**8.3.2.** Полученный раствор сильно разбавляют водой. Что происходит? Чем это объясняется?

### Опыт 8.4. Окислительно – восстановительные реакции комплексных соединений.

В пробирку с полученным в опыте 1 комплексным соединением добавьте металлический цинк. Что образуется? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций.

Наблюдения:

Уравнение:

### УПРАЖНЕНИЯ:

1. Чему равна степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях?  
А)  $K_3[Cr(CN)_6]$  б)  $Na[Ag(NO_2)_2]$  в)  $K_2[MgF_8]$  г)  $[Co(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$  д)  $K[Cr(H_2O)_2Cl_4]$

2. Определите заряд (x) следующих комплексных ионов и координационное число комплексообразователей

А)  $[Pd(NH_3)_2(H_2O)Cl]_x$  б)  $[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]_x$  в)  $[PtCl(OH)_5]_x$  г)  $[Au(CN)_2Br_2]_x$

Степени окисления комплексообразователей равны:

А) +2, б) +3, в) +4, г) +3

3. Константы нестойки комплексных ионов равны:

А)  $1,3 \cdot 10^{-3}$ , б)  $5,3 \cdot 10^{-21}$ , в)  $1 \cdot 10^{-13}$ . Какой из ионов будет наиболее прочным? (Подчеркнуть) Почему?

4. В каком из растворов можно обнаружить ионы  $Cu^{+2}$ :

$CuCl_2 \cdot 2KCl$ ,  $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ ,  $K_2[Cu(CN)_4]$ .

Объясните почему?

5. Назовите следующие комплексные соединения:

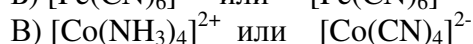
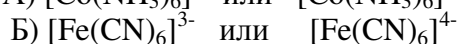
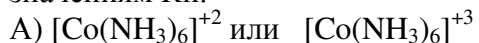
$K_3[Co(NO_2)_6]$  –

$[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$  –

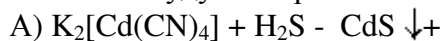
$[Ni(NH_3)_6]SO_4$  –

$K_2[Zn(CN)_4]$  –

6. Какой комплексный ион должен быть прочнее? Ответ дайте не прибегая к числовым значениям  $K_{\text{н}}$ .



7. Будут ли протекать следующие реакции? Ответ мотивируйте значениями  $K_{\text{н}}$ ; ПР.



$K_{\text{н}} = 1,4 \cdot 10^{-17}$      $\text{ПР CdS} = 1 \cdot 10^{-29}$



$K_{\text{н}} = 1,4 \cdot 10^{-17}$      $\text{ПР Co}(\text{OH})_2 = 1,2 \cdot 10^{-14}$

## ЗАНЯТИЕ 9

### Основные стехиометрические понятия и законы химии

1. Закон сохранения массы веществ:

«Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции».

2. Закон постоянства состава:

«Всякое чистое вещество молекулярного строения независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав».

3. Закон кратных отношений:

«Если 2 элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа».

4. Понятие «моль» и его значение:

Моль – это число атомов молекул и формульных единиц, имеющих такую массу, которая, выраженная в граммах, равна атомной массе, молекулярной массе и формульной массе вещества. Моль любого элемента определяется как количество этого элемента, содержащего столько атомов, сколько их содержится точно в 12г. Изотопа  $^{12}\text{C}$ . Это количество, равное  $6,023 \cdot 10^{23}$  атомов  $^{12}\text{C}$ , носит название **числа Авогадро**. Таким образом, равное числу Авогадро:

$$1 \text{ моль атомов } ^{12}\text{C} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ атомов } ^{12}\text{C}$$

$$2 \text{ моль молекул } \text{CO}_2 = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ молекул } \text{CO}_2$$

$$3 \text{ моль ионов } \text{SO}_4^{2-} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ ионов } \text{SO}_4^{2-}$$

Масса одного моля формульных единиц любого вещества равна формульной массе этого вещества, выраженной в граммах.

1 атом Na имеет массу 22,99 а.е.м.; 1 моль Na имеет массу 22,99г.

1 молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$  имеет массу 98 а.е.м.; 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  имеет массу 98г.

1 формульная единица NaCl имеет массу 58,5 а.е.м.; 1 моль NaCl имеет массу 58,5г.

1 ион  $\text{SO}_4^{2-}$  имеет массу 80 а.е.м.; 1 моль  $\text{SO}_4^{2-}$  имеет массу 80г.

### Закон Авогадро:

«В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (Т и Р) содержится одинаковое число молекул»,

### Следствия из закона Авогадро:

- 1) «1 моль газа при одинаковых условиях  $T=2730$  К;  $P=101325$  Па этот объем составляет 22,4л/моль.»
- 2) «Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду».

### Относительная плотность первого газа ко второму (D):

$D = m_1/m_2 = M_1/M_2$ , где  $m_1$  и  $m_2$  – массы равных объемов двух различных газов;  $M_1$  и  $M_2$  – их молярные массы;

$M_{\text{газа}} = 2 D_{\text{H}_2}$  ( $D_{\text{H}_2}$  – плотность газа по водороду).

$M_{\text{газа}} = 29 D_{\text{возд}}$  ( $D_{\text{возд}}$  – плотность газа по воздуху).

### 5. Закон простых объемных отношений.

«Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа».

### 6. Газовые законы.

Уравнение состояния идеального газа или уравнение Менделеева – Клапейрона

$$PV = nRT$$

Связывает между собой основные параметры, характеризующие газообразные вещества:

**P** – давление, кг.см,

**T** – температура К,

**V** – объем, м<sup>3</sup>

**N** – молярное количество газа,

**R** – молярная универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(Кмоль).

На основании этого закона, могут быть выведены законы:

А) Бойля-Мариотта (**n** и **T** = const)

$$PV = \text{const}, V = \text{const}/P,$$

$$P_1V_1 = P_0V_0$$

Б) Гей – Люссака (**n** и **P** = const)

$$V = \frac{(nR)}{P} T = \text{const} T \quad V_1/V_2 = V_0/T_0$$

В) Шарля (**n** и **P** = const)

$$P = (RT/V)T = \text{const} T \quad P_1/T_1 = P_0/T_0$$

Г) парциальных давлений Дальтона (**T** и **V** = const)

$$P = (RT/V)n = \text{const} n$$

Полное давление смеси газов равно сумме давлений, создаваемых каждым газом в отсутствие остальных газов.

$$P_{\text{полн.}} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

$$P_{\text{полн.}} = \frac{RT}{V} (n_1 + n_2 + \dots)$$

7. Закон Эквивалентов:

«Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам».

Эквивалентная масса элементов ( $\mathcal{E}_{эл}$ ) и сложных неорганических веществ ( $\mathcal{E}_{кислот, оснований, солей}$ ).

$$\mathcal{E}_{эл} = \frac{A_{эл}}{B}$$

Где  $A_{эл}$  – молярная масса атомов элементов,

$B$  – валентность элемента.

$$\mathcal{E}_{кислот} = \frac{M_{кислоты}}{\text{основность}}$$

Где  $M_{кислоты}$  – молярная масса кислоты.

$$\mathcal{E}_{основания} = \frac{M_{основания}}{\text{Кислотность}}; \quad \mathcal{E}_{соли} = \frac{M_{соли}}{n \cdot B}$$

Где  $B$  – валентность металла соли,

$n$  – количество атомов металла в молекуле соли,

$M_{основания}$  – молярная масса основания,

$M_{соли}$  – молярная масса соли.

Эквивалентная масса вещества в конкретной химической реакции равны его молярной массе, деленной на сумму зарядов замещенных в данной реакции ионов.

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2},$$

Где  $m_1$  и  $m_2$  – массы первого и второго вещества,

$\mathcal{E}_1$  и  $\mathcal{E}_2$  – их эквивалентные массы.

Если оба взаимодействующих вещества находятся в газообразном состоянии, то для расчетов удобнее использовать выражение закона эквивалентов, записанное следующим образом:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\mathcal{E}_1}}{V_{\mathcal{E}_2}},$$

Где  $V_1$  и  $V_2$  – объемы первого и второго газов

$V_{\mathcal{E}_1}$  и  $V_{\mathcal{E}_2}$  – объемы эквивалентных масс этих газов.

Если одно вещество находится в твердом состоянии, а второе – в газообразном, можно использовать выражение закона эквивалентов, записанное следующим образом:

$$\frac{m}{\mathcal{E}} = \frac{V}{V_{\mathcal{E}}}$$

## УПРАЖНЕНИЯ

Решение задач (по ходу объяснения материала) из Н.Л. Глинка «Задач и упражнений по общей химии», 1985, 1986гг.

№ 4, 11, 15, 57, 68, 86, 99, 116, 123.

**Концентрацией раствора** называется количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя.

**Процентная концентрация** выражается числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100г раствора.

**Молярная концентрация** (молярность) выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1л раствора.

**Молярная концентрация** (молярность) выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1000г растворителя.

**Нормальная концентрация** (нормальность) выражается числом эквивалентных масс вещества, содержащихся в 1л раствора.

**Титр** раствора определяется числом граммов вещества, содержащегося в 1мл раствора.

**Молярная доля** ( $N_i$ ) это отношение числа молей растворенного вещества  $n_i$  к сумме числа молей всех компонентов раствора

$\sum n_i$ :

$$N_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

Если раствор состоит из двух компонентов, то:

$$N_a = \frac{n_a}{n_a + n_b}$$

Где  $N_a$  – молярная доля растворенного вещества,

$n_a$  и  $n_b$  – число молей растворенного вещества и растворителя.

Осмоз – это односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую перегородку (мембрану).

Осмотическим давлением – ( $P_{осм}$ ) называется давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы прекратить осмос.

Закон Вант–Гоффа: «Осмотическое давление раствора численно равно тому давлению, которое имело бы растворенное вещество в газообразном состоянии при тех же температуре и объеме, что и в растворе».

Математическое выражение закона Вант–Гоффа совпадает с математическим выражением объединенного газового закона:

$$P_{осм} \cdot V = nRT,$$

Где  $V$  – объем раствора,

$n$  – число молей растворенного вещества,

R – универсальная газовая постоянная,

T – абсолютная температура.

Или:

$$P_{\text{осм.}} = \frac{m}{M V}$$

Где M – молярная масса растворенного вещества,

Законы Рауля:

1. «относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества».

$$N_{\text{в-ва}} = \frac{p^0 - p}{p^0}$$

Где  $p^0$  и  $p$  – давления насыщенного пара соответственно над растворителем и над раствором,

$N_{\text{в-ва}}$  – мольная доля растворенного вещества.

2. «Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора пропорциональны молярной концентрации вещества».

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K C$$

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E C$$

Где C – молярная концентрация раствора,

K – криоскопическая константа растворителя.,

E – эбуллиоскопическая константа растворителя.

Например, для воды –  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1.86$ ;  $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0.52$

Для вычислений используют выражения:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K \frac{M_{\text{вещества}} 1000}{M_{\text{вещества}} m_{\text{растворителя}}}$$

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \frac{m_{\text{вещества}} 1000}{M_{\text{вещества}} m_{\text{растворителя}}}$$

### УПРАЖНЕНИЯ

Решение задач (по ходу объяснения материала) из Н.Л. Глинка «Задач и упражнений по общей химии», 1986г. Часть задач может быть использована в качестве домашнего задания - № 402, 417, 438, 480, 484, 485, 503, 518, 521, 538, 539, 541, 560, 563, 568.

### Вопросы для самопроверки:

1. Сформулировать: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, закон простых объемных отношений, закон эквивалентов.
2. Рассчитать эквивалент серы в соединениях:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ .
3. Рассчитать эквивалент марганца в соединениях:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ .
4. Рассчитать объемы эквивалентных масс: водорода, кислорода, хлора, сероводорода, аммиака.



5. Рассчитать эквивалентные массы следующих солей: сульфата алюминия, фосфата магния, хлорида меди (II), нитрата калия.
6. Вычислить эквивалентные массы:  
 $\text{CuOHNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{AlCl}_3 = \text{AlPO}_4 + 2\text{NaCl} + \text{HCl}$
7. Из 1,3г гидроксида некоторого металла можно получить 2,85г его сульфата. Вычислить эквивалентную массу металла. Ответ: 9г/моль.
8. Сколько молей атомов хрома содержится в 20,8г этого вещества?
9. Вычислить массу  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул оксида углерода (IV). Какой объем они занимают при н.у.?
10. Рассчитать процентный состав перманганата калия.
11. Перечислить все виды выражения концентрации растворов. Дать их определение.
12. Сформулировать: закон Ван-Гоффа, законы Рауля.
13. какой физический смысл имеют криоскопическая и эбуллиоскопическая константы растворителя?