

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

«Курганский государственный университет»

Кафедра физической и прикладной химии

ХИМИЯ

Методические указания
для подготовки к лабораторным занятиям по химии
для студентов направления подготовки 020400.62

Курган 2013

Кафедра физической и прикладной химии

Дисциплина: «Химия»
(направление подготовки 020400 «Биология»)

Составитель: канд.хим.наук А.И. Рыкова

Утверждены на заседании кафедры ФПХ «27» августа 2013 г.

Рекомендованы методическим советом университета «5» сентября 2013 г.

СОДЕРЖАНИЕ

Занятие № 1. Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений	4
Занятие № 2. Строение атома	6
Занятие № 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома	7
Занятие № 4. Химическая связь	9
Занятие № 5. Основы химической термодинамики	11
Занятие № 6. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции	12
Лабораторная работа	13
Занятие № 7. Химическое равновесие	16
Лабораторная работа	16
Занятие № 8. Растворы. Способы приготовления растворов	19
Лабораторная работа	20
Занятие № 9. Растворы неэлектролитов	21
Занятие № 10. Реакции ионного обмена в растворах электролитов	23
Лабораторная работа	24
Занятие № 11. Гидролиз солей	27
Лабораторная работа	27
Занятие № 12. Рубежный контроль 1	
Занятие № 13. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Коррозия металлов	29
Лабораторная работа	31
Занятие № 14. Состав, строение и свойства комплексных соединений	33
Лабораторная работа	34
Занятие № 15. Химия биогенных элементов главных подгрупп	36
Занятие № 16. Биогенные элементы побочных подгрупп Периодической системы	38
Занятие № 17. Рубежный контроль 2	
 Список литературы	41
 Приложения	42

Занятие № 1

Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений

- 1 Предмет химии. Атом. Молекула. Основные положения атомно-молекулярного учения М.В. Ломоносова. Вещество и химический элемент. Распространенность химических элементов в земной коре, атмосфере, гидросфере, космосе, биосфере.
- 2 Количественные отношения в химии. Закон сохранения массы и закон постоянства состава веществ, их значение.
- 3 Химическая символика. Расчеты по химическим формулам.
- 4 Явления физические и химические. Признаки химических реакций. Классификация химических реакций по различным признакам. Расчеты по уравнениям химических реакций.
- 5 Оксиды. Классификация. Номенклатура. Химические свойства оксидов. Получение оксидов.
- 6 Основания. Классификация оснований. Химические свойства оснований. Получение щелочей и нерастворимых оснований.
- 7 Кислоты. Классификация и номенклатура кислот. Понятие о гидроксидах. Химические свойства кислот. Получение кислот.
- 8 Соли. Классификация и номенклатура солей. Химические свойства солей. Получение солей.

Задачи:

- 1) В каком количестве вещества оксида серы (IV) содержится такое же число атомов серы, что и в пирите массой 24 г?
- 2) Вычислите массовые доли химических элементов в веществах: MgSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- 3) Какова простейшая формула вещества, в котором массовые доли серы, железа и кислорода равны соответственно 24, 28 и 48%?
- 4) Массовая доля кристаллизационной воды в железном купоросе составляет 45,3%. Определите число молекул воды в железном купоросе.
- 5) Массовая доля кислорода в оксиде трёхвалентного металла равна 47,06%. Определите этот элемент и составьте формулу оксида.
- 6) Сколько мышьяка можно получить из 200 г смеси, содержащей 40% оксида мышьяка (III) и 60% оксида мышьяка (V)?
- 7) При анализе руды, содержащей халькозин Cu_2S , установлено, что в 5 г её содержится 2,7 г меди. Определите массовую долю примесей в руде.
- 8) Какой объём водорода выделится при н.у., если растворить алюминий массой 10,8 г в избытке соляной кислоты?
- 9) К 400 г 5%-го раствора сульфата железа (III) прилили 200 г 3%-ного раствора гидроксида натрия. Вычислить массу образовавшегося осадка.
- 10) На гидроксид натрия, взятый в необходимом количестве, действовали раствором, содержащим 252 г азотной кислоты. Вычислить массу полученной соли, если практический выход составляет 90% от теоретически возможного.

- 11) При взаимодействии 10,8 г безводного карбоната натрия с избытком азотной кислоты получили 2,24 л (н.у.) углекислого газа. Вычислить содержание примесей в карбонате натрия.
- 12) С какими из веществ будет реагировать раствор гидроксида калия: йодоводородная кислота, хлорид меди (II), хлорид бария, оксид углерода (IV), оксид свинца (II)? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 13) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить шесть средних солей, используя сульфид железа (II), кислород, раствор гидроксида натрия и разбавленные растворы соляной и серной кислот.

Задачи для самостоятельного решения:

- 1) Сколько молекул содержится в 54 г воды и какова масса одной молекулы воды? (*Ответ: $2,99 \cdot 10^{23}$*)
- 2) Для дыхания человеку необходимо около 56 л кислорода в час. Рассчитайте, какую продолжительность полета обеспечивает летчику кислородный прибор, содержащий 1 кг 100 г кислорода. (*Ответ: 13 ч 45 мин*)
- 3) В каком из веществ выше массовая доля серы: CuSO_4 , Na_2SO_4 , H_2SO_4 , K_2SO_4 ?
- 4) Молекула вещества содержит 2 атома железа. Чему равна относительная молекулярная масса этого вещества, если массовая доля железа в нём составляет 28%? (*Ответ: 400 г/моль*)
- 5) Состав оксида некоторого металла может быть выражен формулой Me_2O_3 . Известно, что оксид массой 76,5 г содержит металл массой 40,5 г. Какой металл образует оксид? (*Ответ: Al*)
- 6) Из образца горной породы массой 25 г, содержащего минерал аргентит Ag_2S , выделено серебро массой 5,4 г. Определите массовую долю аргентита в образце. (*Ответ: 24,8%*)
- 7) Какие массы металлического натрия и брома потребуются для получения бромида натрия массой 5,15 г? (*Ответ: 1,15 г, 4 г*)
- 8) Какой объем водорода можно получить из одного стакана воды (200 мл): а) электролизом; б) действием активного металла? (*Ответ: а) 250 л, б) 125 л*)
- 9) Какую массу аммиака можно получить, нагревая смесь 20 г хлорида аммония и 20 г оксида кальция, приняв, что массовая доля выхода составляет 98%? (*Ответ: 6,2 г*)
- 10) Из 50 г азота, содержащего 5% примесей, получили 8 г аммиака. Рассчитать массовую долю выхода аммиака. (*Ответ: 13,7%*)
- 11) Какую массу цинка надо растворить в серной кислоте для получения водорода, которым можно восстановить оксид меди (II) массой 14,4 г? Учтите, что водород для восстановления нужен в двукратном избытке. (*Ответ: 23,4 г*)
- 12) Смесь магниевых и серебряных стружек массой 5 г обработали избытком раствора серной кислоты. Выделился газ объемом 2,8 л (н.у.). Определите массовую долю магния в смеси. (*Ответ: 60%*)
- 13) Получите четырьмя способами каждое вещество: а) бромид натрия, б)

карбонат кальция.

14) Как, используя простые вещества – кальций, фосфор и кислород – можно получить фосфат кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.

15) Напишите уравнения реакций, показывающих амфотерный характер оксида свинца (II), гидроксида хрома (III).

Занятие № 2 Строение атома

- 1 Экспериментальные обоснования сложности строения атома.
- 2 Атомные модели Томсона, Резерфорда, Бора.
- 3 Современная модель строения атома. Атомное ядро. Изотопы (на примере водорода, кислорода, хлора).
- 4 Устойчивость атомных ядер. Ядерные реакции.
- 5 Атомная орбиталь. Электронное облако. Квантовые числа.
- 6 Принципы заполнения электронами атомных орбиталей.

Задачи:

- 1) Изобразите электронные и графические формулы элементов с порядковыми номерами: 19, 32, 40, 46, 51, 64.
- 2) Определите число неспаренных электронов в ионе Co^{3+} , находящемся в основном состоянии.
- 3) Электронная формула элемента имеет окончание: $3d^54s^2$. Определите этот элемент, напишите его электронную и графическую формулу.
- 4) Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 3, l = 0, m = 0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон?
- 5) Для атома с электронной структурой $1s^22s^22p^4$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел, определяющих каждый из электронов в нормальном состоянии:

Таблица 1 – Квантовые числа электронов

	1	2	3	4	5	6	7	8
n								
l								
m								
s								

Тестовые задания:

- 1) Ядро атома криптона-80 содержит:
а) 80р и 36n; б) 36р и 44n; в) 36р и 80n; г) 44р и 36n.
- 2) Какое число электронов содержится в ионе Cr^{3+} ?
а) 21; б) 24; в) 27; г) 52.
- 3) Электронную конфигурацию благородного газа имеет ион:
а) Te^{2-} ; б) Ga^+ ; в) Fe^{2+} ; г) Cr^{3+} .
- 4) Три частицы Ne , Na^+ , F^- имеют одинаковое:

- 2) Исходя из положения галлия в периодической системе элементов Д. И. Менделеева, опишите важнейшие свойства простого вещества и соединений элемента.
- 3) Составьте формулы летучих водородных соединений элементов II периода и охарактеризуйте характер изменения их кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
- 4) Напишите формулы водородных соединений и высших кислородных соединений *p*-элементов IV группы периодической системы Д. И. Менделеева и охарактеризуйте характер изменения их кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
- 5) Исходя из положения элементов в Периодической системе, расположите их в порядке уменьшения энергии средства к электрону: Ga, Br, Se, Ge, As.

Тестовые задания:

- 1) Энергия, которая указана в уравнении $\text{Cl}^0(\text{г}) \rightarrow \text{Cl}^+(\text{г}) + e - 1254 \text{ кДж}$, является для атома хлора
 - а) энергией химической связи;
 - б) энергией ионизации;
 - в) электроотрицательностью;
 - г) энергией средства к электрону.
- 2) Какой ион имеет наибольший радиус? Дайте ответ на основании положения элементов в периодической системе:
 - а) Ca^{2+} ;
 - б) K^+ ;
 - в) F^- ;
 - г) Cl^- .
- 3) Элемент с порядковым номером 114 должен обладать свойствами, сходными с:
 - а) платиной;
 - б) свинцом;
 - в) мышьяком;
 - г) ртутью.
- 4) Высший оксид элемента отвечает формуле ЭО_3 . Его водородное соединение содержит 2,47% водорода. Этот элемент:
 - а) S;
 - б) Se;
 - в) Te;
 - г) Po.
- 5) Какой из элементов имеет наибольшее значение энергии ионизации:
 - а) Li;
 - б) F;
 - в) Fe;
 - г) I.
- 6) В ряду S – Se – Sn – Sr пара элементов со сходными химическими свойствами – это:
 - а) Sn, Sr;
 - б) S, Sn;
 - в) Se, Sn;
 - г) S, Se.

Задачи для самостоятельного решения:

- 1) Опишите химические свойства простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 20 и 35, исходя из их положения в Периодической системе.
- 2) Составьте формулы высших оксидов и гидроксидов элементов III периода и охарактеризуйте характер изменения их кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
- 3) Какой из элементов – литий или калий – обладает более выраженными металлическими свойствами? Ответ обоснуйте.
- 4) Какой элемент четвертого периода периодической системы Д. И. Менделеева является наиболее типичным неметаллом? Почему?

- 5) Расположите элементы Li, F, Fe, I в порядке увеличения энергии ионизации. Дайте обоснованный ответ.
- 6) Укажите, к какому из электронных семейств относится каждый из следующих элементов: Hf, Si, Ra, Br, Ne.
- 7) Какую высшую и низшую степень окисления проявляют мышьяк, теллур и йод? Составьте формулы соединений этих элементов, отвечающих данным степеням окисления.

Занятие № 4

Химическая связь

- 1 Виды химической связи и ее основные характеристики (энергия, длина).
- 2 Метод валентных связей.
- 3 Метод молекулярных орбиталей.
- 4 Свойства ковалентной связи:
 - насыщенность, состав молекул;
 - направленность, форма молекул;
 - полярность и поляризуемость связи и молекулы.
- 5 Ионная связь, ее свойства.
- 6 Металлическая связь.
- 7 Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
- 8 Типы кристаллических решеток. Влияние вида связи и типа решетки на свойства веществ.

Задачи:

- 1) Как изменяется прочность связи в ряду соединений: HF, HCl, HBr, HI? Дайте обоснованный ответ.
- 2) По методу валентных связей и молекулярных орбиталей составьте схему образования связей в молекулах Li₂, B₂, N₂, F₂, NO. Укажите порядок связи. Сделайте вывод об относительной прочности этих связей.
- 3) Опишите пространственное строение молекул: HCN, CF₄, SO₂, PH₃. Какая из молекул является неполярной?
- 4) Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронной плотности связи.
- 5) Определите вид химической связи между атомами и определите валентность элементов в следующих соединениях: N₂, NH₃, BaCl₂, HF, SiO₂, H₂O, MgO, CH₄, Na₂SO₄, NH₄NO₃. Какой тип кристаллической решетки в перечисленных соединениях?

Тестовые задания:

- 1) Примером неполярной молекулы, имеющей полярную ковалентную связь, является:

а) N ₂ ;	б) H ₂ O;	в) NH ₃ ;	г) CCl ₄ .
---------------------	----------------------	----------------------	-----------------------

2) Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 находятся в гибридном состоянии:

а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) d^2sp^3 ,

а молекула имеет форму:

а) линейную; в) октаэдрическую;

б) тетраэдрическую; г) плоскую.

3) Наибольшее число молекул содержится при обычных условиях в 1 л:

а) H_2S ; б) H_2O ; в) HCl ; г) H_2 .

4) При одинаковых температуре и давлении 1 л газообразного кислорода и 1 л газообразного водорода имеют равные:

а) массы; в) плотности;

б) число молекул; г) скорости движения молекул.

5) Между атомами О и Н может образоваться только:

а) π -связь; в) металлическая связь;

б) ионная связь; г) σ -связь.

6) «Твердое, легкоплавкое, летучее» – можно сказать о веществе:

а) сахароза; б) диоксид кремния; в) фенол; г) этанол.

Задачи для самостоятельного решения:

1) Расположите двухатомные молекулы в порядке уменьшения устойчивости молекулы: LiI , LiCl , LiBr , LiAt .

2) В рамках молекулярных орбиталей объясните, почему существуют (или не существуют) следующие частицы: He_2^+ , He_2^0 ; B_2^0 , Ne_2^0 ; O_2^0 , Ca_2^0 .

3) Определите, какое максимальное число связей может образовать атом кислорода, серы.

4) Расположите вещества в порядке увеличения дипольного момента связи: NO , HF , NaCl , SO_2 . Объясните Ваши предположения.

5) Опишите геометрическое строение молекул BeH_2 , OF_2 . Какая из них полярна?

6) Расположите вещества в порядке уменьшения полярности молекулы: H_2O , NH_3 , SO_2 , CH_4 . Объясните Ваши предположения.

7) Расположите вещества в порядке уменьшения степени ионности связи: NaCl , MgCl_2 , Al_2S_3 , MgS , AlCl_3 , Na_2S . Объясните ваши предположения.

8) Определите вид химической связи и тип кристаллической решетки в следующих соединениях: а) H_2 , PH_3 , CuS ; б) SO_2 , HCl , MgO ; в) CaCl_2 , SiH_4 , H_2S ; г) CCl_4 , HBr , CaO .

Занятие № 5

Основы химической термодинамики

1 Тепловые эффекты реакций. Термохимические законы и уравнения.

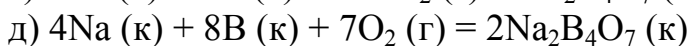
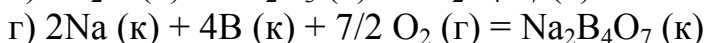
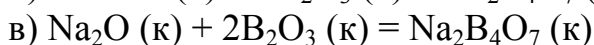
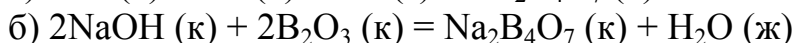
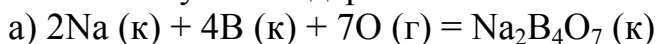
2 Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений.

3 Энтропия и её изменение при химических процессах и фазовых переходах.

4 Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.

Задачи:

1) Для какой из приведенных ниже реакций изменение энтальпии соответствует стандартной энтальпии образования $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (к)?



2) Определите изменение энтальпии (в кДж) для реакции:



Необходимые данные возьмите в справочнике.

3) Определите изменение энтропии в том же процессе (в кДж/К).

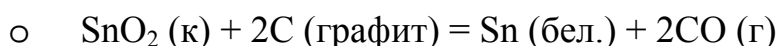
4) Вычислите изменение энтропии при испарении 250 г воды при 25 °С, если теплота испарения воды при этой температуре равна 44,08 кДж/моль.

5) Определите изменение энергии Гиббса для реакции пиролиза метана (задача 1) и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания процесса при стандартных условиях.

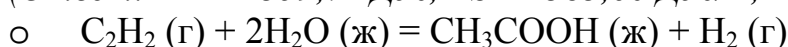
б) Рассчитайте температуру (в К), при которой возможно одновременное протекание реакции пиролиза метана как в прямом, так и в обратном направлении.

Задачи для самостоятельного решения:

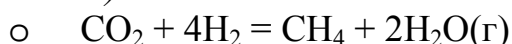
Для нижеприведенных реакций рассчитайте энтальпию, энтропию и энергию Гиббса. Необходимые данные возьмите в справочнике. Являются ли данные реакции экзо-(эндо)термическими? Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакций в прямом направлении. При какой температуре возможно одновременное протекание процессов в прямом и обратном направлении?



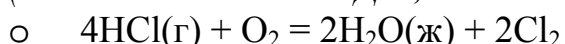
(Ответ: $\Delta H^0 = 359,7$ кДж, $\Delta S^0 = 383,60$ Дж/К, $\Delta G^0 = 245,4$ кДж, $T = 937,7$ К)



(Ответ: $\Delta H^0 = -139,97$ кДж, $\Delta S^0 = -50,31$ Дж/К, $\Delta G^0 = -124,98$ кДж, $T = 2782$ К)



(Ответ: $\Delta H^0 = -165$ кДж, $\Delta S^0 = -172,38$ Дж/К, $\Delta G^0 = -113,6$ кДж, $T = 957$ К)



(Ответ: $\Delta H^0 = -202,44$ кДж, $\Delta S^0 = -365,97$ Дж/К, $\Delta G^0 = -93,38$ кДж, $T = 553$ К)

Занятие № 6

Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции

1 Средняя скорость реакции. Методы определения скорости.

2 Факторы, влияющие на скорость гомогенных химических реакций:

- природа реагирующих веществ;

- концентрация реагентов, константа скорости, порядок реакции по реагенту;
 - температура, энергия активации;
 - катализатор.
- 3 Особенности кинетики гетерогенных реакций.
- 4 Ферментативный катализ и его особенности.

Задачи:

1) Дана начальная скорость реакции $A + B = \text{продукты}$.

Таблица 2 – Концентрации веществ и начальная скорость реакции

Опыт	Начальная концентрация, моль/л		Начальная скорость, моль/(л с)
	вещества А	вещества В	
1	0,5	1,0	2
2	0,5	2,0	8
3	0,5	3,0	18
4	1,0	3,0	36
5	2,0	3,0	72

Найти порядок по каждому из реагентов, общий порядок реакции и константу скорости по данным опыта 3.

2) В таблице дана начальная скорость для реакции $2A + B = C + D$.

Таблица 3 – Концентрации веществ и начальная скорость реакции

Опыт	Начальная концентрация, моль/л		Начальная скорость, моль/(л с)
	вещества А	вещества В	
1	0,15	0,25	$1,4 \cdot 10^{-5}$
2	0,15	0,50	$5,6 \cdot 10^{-5}$
3	0,075	0,50	$2,8 \cdot 10^{-5}$
4	1,075	0,25	$70 \cdot 10^{-5}$

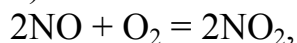
Найдите порядок по каждому из реагентов, общий порядок реакции, константу скорости и начальную скорость при $[A] = 0,12$ моль/л и $[B] = 0,22$ моль/л.

3) Как изменится скорость химической реакции



при увеличении в системе давления в 3 раза?

4) Как изменится скорость реакции



если уменьшить объем газовой смеси в четыре раза?

5) При $20^\circ C$ реакция протекает за 2 мин. За сколько времени будет протекать эта же реакция: а) при $0^\circ C$; б) при $50^\circ C$? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

6) Для реакции омыления уксусноэтилового эфира при большом избытке воды константа скорости при $20^\circ C$ равна $0,00099$ 1/мин, а при $40^\circ C$ – $0,00439$ 1/мин. Определите энергию активации данной реакции.

Лабораторная работа

Опыт №1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции

а) Взаимодействие хлороводородной кислоты с различными металлами.

В две пробирки налейте по одному миллилитру раствора хлороводородной (соляной) кислоты. В одну из них опустите кусочек гранулированного цинка, а в другую – такой же по размеру кусочек алюминия. Сравните интенсивность выделения пузырьков газа.

Составьте уравнения реакций взаимодействия хлороводородной кислоты с цинком и алюминием.

б) Взаимодействие цинка с различными кислотами.

В две пробирки налейте по одному миллилитру растворов кислот одинаковой концентрации: в первую – уксусной кислоты (CH_3COOH), во вторую – соляной (HCl). В обе пробирки внесите по одинаковому кусочку гранулированного цинка. Отметьте различную интенсивность выделения водорода.

Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с уксусной и хлороводородной кислотами.

Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Опыт №2. Влияние степени измельчения (величины поверхности соприкосновения веществ) на скорость реакции

В сухой пробирке смешайте несколько кристалликов нитрата свинца ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) и KI , которые должны быть предварительно тщательно высушены. Происходит ли изменение окраски? Эту смесь тщательно разотрите в чистой сухой фарфоровой ступке. Что наблюдаете? Добавьте к растёртой смеси в ступке несколько капель воды. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции взаимодействия солей.

Сделайте вывод о влиянии величины поверхности соприкосновения веществ на скорость реакции.

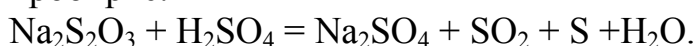
Опыт №3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

а) Взаимодействие цинка с растворами кислот различной концентрации

В две пробирки поместите по одной грануле цинка и прилейте по одному миллилитру соляной кислоты: в первую – концентрированной, во вторую – разбавленной (раствора). Сравните интенсивность выделения водорода.

б) Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

В одну пробирку налейте один миллилитр 0,5 н. раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), в другую – один миллилитр 0,2 н. раствора тиосульфата натрия. В обе пробирки добавьте по две капли 2 н. раствора серной кислоты, встряхните их для перемешивания содержимого. Отметьте время появления опалесценции и дальнейшего помутнения раствора от образования свободной серы в каждой пробирке:



Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт №4. Зависимость скорости реакции от температуры

Налейте с помощью пипетки в две пробирки по 2 мл раствора H_2SO_4 , в две другие пробирки – по 2 мл 0,2 н. раствора тиосульфата натрия. Одну пару пробирок с раствором $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4 поместите в стакан с холодной водой, вторую такую же пару пробирок – в стакан с горячей водой. Выждать пять минут и одновременно слейте попарно растворы тиосульфата и серной кислоты.

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт №5. Зависимость скорости реакции от катализатора

В пробирку налейте 2 мл раствора пероксида водорода. Отметьте, что при обычных условиях заметного разложения перекиси не наблюдается. Добавьте на кончике шпателя оксид марганца (IV) – катализатор. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции разложения H_2O_2 .

Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Задачи для самостоятельного решения:

1) Для реакции $A + B = C$ получены следующие результаты кинетических измерений при постоянной температуре:

Таблица 4 – Концентрации веществ и начальная скорость реакции

Опыт	Начальная концентрация, моль/л		Начальная скорость, моль/(л с)
	вещества А	вещества В	
1	0,2	0,1	0,2
2	0,4	0,1	0,8
3	0,4	0,2	0,8

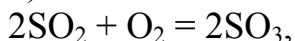
Найти уравнение скорости реакции, константу скорости, начальную скорость при $[A] = 0,6$ моль/л, $[B] = 0,3$ моль/л. (Ответ: $n = 2, m = 0, k = 5, v = 1,8$ моль/лс)

2) Определить начальную скорость реакции



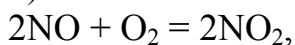
если константа скорости этой реакции при заданной температуре равна 0,02 л/моль·сек, а концентрация оксида углерода (II) равна 0,1 моль/л. Во сколько раз следует увеличить концентрацию CO, чтобы скорость реакции возросла в 4 раза? (Ответ: $2 \cdot 10^{-4}$ моль/лс, в 2 раза)

3) Как изменится скорость реакции



если уменьшить объем газовой смеси в 3 раза? (Ответ: в 27 раз)

4) Как изменится скорость реакции



протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза? (Ответ: в 64 раза)

5) На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. (Ответ: на 30°)

6) При температуре 30°C реакция протекает за 25 мин, при 50°C – за 4 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции. (Ответ: 2,5)

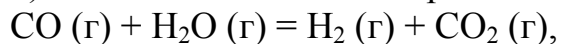
Занятие № 7

Химическое равновесие

- 1 Обратимые и необратимые реакции. Примеры.
- 2 Химическое равновесие. Константа равновесия.
- 3 Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

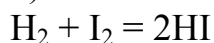
Задачи:

1) Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции:



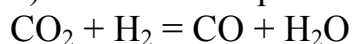
составляют: $[\text{CO}] = 0,02$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,08$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,08$ моль/л. Какими станут равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации CO в 3 раза при той же температуре?

2) Равновесие реакции



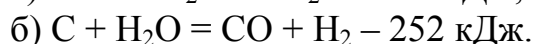
установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ (моль/л): $[\text{H}_2] = 0,004$; $[\text{I}_2] = 0,25$; $[\text{HI}] = 0,08$. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации водорода и йода.

3) Константа равновесной реакции



при 850°C равна единице. Найдите равновесную концентрацию окиси углерода, если начальные концентрации равны $[\text{CO}_2] = 2$ моль/л, $[\text{H}_2] = 10$ моль/л. Вычислите, какой процент углекислого газа превращается в окись углерода.

4) Какими изменениями давления и температуры можно сместить равновесие вправо:



5) В какую сторону сместится равновесие реакции



а) при повышении давления;

б) при понижении температуры;

в) при уменьшении концентрации N_2O ?

Лабораторная работа

Опыт №1. Влияние изменения концентрации на химическое равновесие

Примером обратимой реакции является взаимодействие между хлоридом железа (III) FeCl_3 и роданидом калия KSCN . Составьте уравнение реакции.

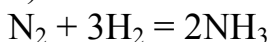
раствор щелочи и наблюдайте изменение окраски. Когда раствор станет желтым, добавьте по каплям концентрированную серную кислоту. Наблюдайте появление оранжевой окраски. После этого можно снова прибавить щелочи и получить желтую окраску.

Объясните наблюдаемые явления.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

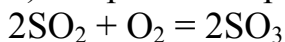
Задачи для самостоятельного решения:

1) В состоянии равновесия системы



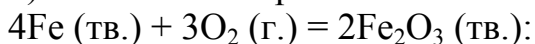
концентрации участвующих в ней веществ были: азота – 0,01, водорода – 2,00, аммиака – 0,4 моль/л. Вычислите исходные концентрации азота и водорода. (Ответ: 0,21 М и 2,6 М)

2) При некоторой температуре равновесные концентрации в системе



составляли: SO_2 – 0,04, O_2 – 0,06, SO_3 – 0,02 моль/л. Вычислите константу равновесия и начальные концентрации оксида серы (IV) и кислорода. (Ответ: 4,17; 0,06 М; 0,07 М)

3) В каком направлении сместится равновесие в системе:



а) при увеличении давления;

б) при уменьшении концентрации кислорода;

в) при увеличении концентрации железа?

4) Укажите, какими изменениями концентраций, давления и температуры можно сместить равновесие реакции



вправо?

5) В какую сторону сместится равновесие в системе

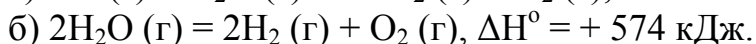
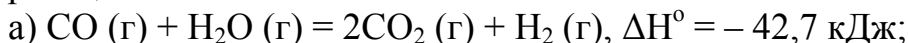


а) при повышении давления;

б) при понижении температуры;

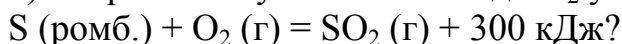
в) при увеличении концентрации хлора?

6) Укажите, каким путем можно повысить выход водорода в следующих реакциях:

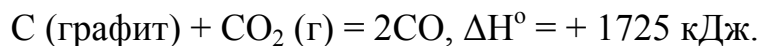


Дайте обоснованный ответ.

7) При каких условиях выход SO_2 увеличится:

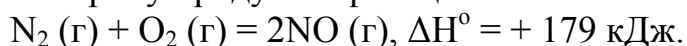


8) При взаимодействии угля и углекислого газа происходит обратимая реакция:

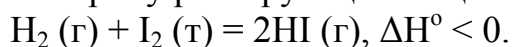


При каких условиях образование угарного газа минимальное?

9) Назовите все условия, приводящие к смещению химического равновесия в сторону продуктов реакции в системе:



10) Назовите все условия, приводящие к смещению химического равновесия в сторону реагирующих веществ в системе:



Занятие № 8

Растворы. Способы приготовления растворов

1 Состав и строение молекул воды. Водородные связи. Физические свойства воды.

2 Химические свойства воды.

3 Растворы. Виды растворов. Растворимость газов, жидких и твердых веществ, коэффициент растворимости. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева.

4 Способы выражения концентрации растворов.

5 Правила приготовления растворов.

6 Расчеты для приготовления растворов различной концентрации.

7 Подбор посуды для приготовления и хранения растворов.

Задачи:

1) Коэффициент растворимости хлорида аммония при температуре 15°C равен 35 г. Определите массовую долю хлорида аммония в насыщенном растворе при данной температуре.

2) Массовая доля хлорида меди (II) в насыщенном при температуре 20°C растворе этой соли равна 42,7%. Определите коэффициент растворимости соли при данной температуре.

3) Сколько граммов нитрата свинца (II) выпадет в осадок при охлаждении 500 г насыщенного при 50°C раствора этой соли до 0°C? Растворимость нитрата свинца при 50°C равна 80 г, при 0°C – 38 г.

4) Какой объем раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/мл с массовой долей H₂SO₄ 88% и воды надо взять для приготовления раствора кислоты объемом 300 мл и плотностью 1,3 г/мл с массовой долей H₂SO₄ 40%?

5) Какую массу щелочи КОН необходимо взять для приготовления 500 мл 1,5 н. раствора?

6) Какую массу медного купороса CuSO₄·5H₂O и воды надо взять для приготовления раствора сульфата меди (II) массой 40 г с массовой долей 5%?

Лабораторная работа

Приготовить:

1) 100 мл 10%-го раствора соляной кислоты из имеющейся в лаборатории.

2) 100 мл 1 н. раствора гидроксида натрия из сухого вещества.

3) 50 мл 5%-го раствора сульфата меди (II) из кристаллогидрата.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Задачи для самостоятельного решения:

- 1) Для определения растворимости хлорида натрия 50 г его насыщенного при 20°C раствора выпарили и получили 9 г сухой соли. Чему равна растворимость NaCl при 20°C? (*Ответ: 21,95 г*)
- 2) Растворимость нитрата натрия при 10°C равна 80,5 г. Сколько граммов этой соли можно растворить в 250 г воды при данной температуре? (*Ответ: 201,25 г*)
- 3) Коэффициент растворимости нитрата калия при 0°C и 75°C соответственно равен 13 и 150 г. Какой выход чистой соли можно получить перекристаллизацией в указанном интервале температур загрязненного нитрата калия массой 1 кг? (*Ответ: 913,3 г, 91%*)
- 4) Раствор с массовой долей нитрата серебра 0,82 является насыщенным при температуре 60°C. При охлаждении этого раствора массой 140 г до температуры 10°C в осадок выпала соль массой 71,2 г. Определите коэффициент растворимости нитрата серебра при температуре 10°C. (*Ответ: 173 г/100 г воды*)
- 5) Определите нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г H₂SO₄. (*Ответ: 2 н.*)
- 6) Какую массу соли нужно растворить в 250 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей соли 22%? (*Ответ: 70,5 г*)
- 7) Какой объем раствора соляной кислоты ((HCl) = 37%, ρ = 1,14 г/мл) надо взять для приготовления 100 мл 0,5 М раствора? (*Ответ: 4,33 мл*)
- 8) До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора хлорида натрия (ρ = 1,152 г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей NaCl 4,5% (ρ = 1,029 г/мл)? (*Ответ: 2487,9 мл*)
- 9) В воде массой 128 г растворили метиловый спирт CH₃OH объемом 40 мл (ρ = 0,8 г/мл). Определите молярную концентрацию полученного раствора, если его плотность 0,97 г/мл. (*Ответ: 7 М*)
- 10) Определите массовую долю хлорида кальция в 1,4 М растворе (плотность 1,12 г/мл). (*Ответ: 13,88%*)
- 11) Какой объем 20%-ого раствора серной кислоты (плотность 1,143 г/мл) потребуется для приготовления 500 мл 2 н. раствора? (*Ответ: 214,3 мл*)
- 12) Для приготовления 5%-ного по массе раствора сульфата магния взято 400 г MgSO₄·7H₂O. Найдите массу полученного раствора. (*Ответ: 3902,4 г*)
- 13) Какой объем аммиака (н.у.) необходимо добавить к 500 г 10%-ого раствора аммиака, чтобы получить 15%-ный раствор? (*Ответ: 38,75 л*)
- 14) Какой объем 40%-ного раствора HNO₃ (ρ = 1,25 г/мл) и 10%-ного раствора той же кислоты (ρ = 1,06 г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 15%-ного раствора (ρ = 1,08 г/мл)? (*Ответ: 288 мл, 1667 мл*)
- 15) Определите массу кристаллогидрата Cr₂(SO₄)₃·18H₂O и раствора с массовой долей Cr₂(SO₄)₃ 15%, которые надо взять для приготовления раствора с массовой долей Cr₂(SO₄)₃ 20% массой 795 г. (*Ответ: 100,2 г, 694,8 г*)

Занятие № 9

Растворы неэлектролитов

- 1) Понижение давления пара растворителя над раствором.
- 2) Температура замерзания и температура кипения раствора.
- 3) Осмос. Осмотическое и онкотическое давление.

Задачи:

- 1) При 20°C давление пара бензола равно $9,97 \cdot 10^3$ Па. Каково давление пара над раствором бензола, в 100 г которого содержится 12,8 г нафталина C_{10}H_8 ?
- 2) При 25°C давление пара над водным раствором некоторого трехатомного спирта, содержащим в 100 г воды 21,9 г спирта, равно $3,04 \cdot 10^3$ Па. Полагая, что давление пара воды при этой температуре составляет $3,17 \cdot 10^3$ Па, найдите молярную массу спирта и назовите его.
- 3) Давление паров воды при 25°C составляет 3,167 кПа. Каким станет давление пара над водным раствором, в 450 г которого содержится 180 г глюкозы?
- 4) Серебро для изготовления монет плавится при 875°C , а особо чистое серебро – при 960°C . Аналитически определено, что наиболее существенная примесь в серебре – это медь. При условии, что $K_{\text{кр}}$ серебра $48,6 \text{ К} \cdot \text{кг}/\text{моль}$, найти массовую долю меди в серебре.
- 5) Раствор, содержащий 25 г вещества в 225 г воды, замерзает при температуре $-2,25^{\circ}\text{C}$. Определите молекулярный вес вещества.
- 6) К очень слабым водным растворам для предотвращения замерзания в зимнее время обычно прибавляют глицерин. Допустив, что закон Рауля применим к растворам такой концентрации, вычислите количество глицерина, которое должно быть прибавлено, чтобы раствор, содержащий 0,1 кг воды, не замерзал до 268,16 К.
- 7) Температура кипения сероуглерода $46,13^{\circ}\text{C}$, K_b сероуглерода $2,34^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг}/\text{моль}$. В какой молекулярной форме присутствует в растворе сера, если ее раствор в сероуглероде, содержащий 3,82 г серы в 100 г сероуглерода, кипит при $46,48^{\circ}\text{C}$?
- 8) Определите температуру кипения водного раствора, содержащего 0,01 моль нелетучего вещества в 200 г воды.
- 9) Вычислите осмотическое давление водного раствора сахарозы при 20°C , если его концентрация 20 г/л.
- 10) Осмотическое давление раствора вещества X, содержащего 3,47 г вещества в 250 мл воды, равно 2060 Па при 20°C . Вычислить молярную массу вещества X.

Задачи для самостоятельного решения:

- 1) Давление пара воды при 18°C равно 15,5 мм Hg. Вычислите, какое будет давление пара раствора при той же температуре, если в 1,85 кг воды растворить 518 г сахарозы. (*Ответ: 15,283 мм Hg*)

- 2) Этиленгликоль – основной компонент антифризов, используемых в автомобильных двигателях. При его добавлении в систему охлаждения автомобильных двигателей температура замерзания охлаждающей жидкости понижается, и жидкость не затвердевает. Поскольку антифриз также повышает температуру кипения воды, то в летнее время он препятствует выкипанию охлаждающей жидкости. Вычислите температуру замерзания и температуру кипения раствора, состоящего из 100 г этиленгликоля $C_2H_6O_2$ и 900 г воды. (*Ответ: $-3,276^{\circ}C$; $0,92^{\circ}C$*)
- 3) Вычислите температуру кипения и температуру кристаллизации 4%-ного водного раствора глюкозы. (*Ответ: $0,12^{\circ}C$, $-0,43^{\circ}C$*)
- 4) Раствор, содержащий 5,52 г глицерина в 400 г воды, кристаллизуется при $-0,279^{\circ}C$. Вычислите молярную массу глицерина. (*Ответ: 92 г/моль*)
- 5) У какого раствора – 100 г NaCl в 1 л воды или 100 г $CaCl_2$ в 1 л воды – температура замерзания ниже? Какая из этих солей лучше для устранения обледенения (по массе соли на единицу обрабатываемой поверхности)?
- 6) Криоскопическая постоянная уксусной кислоты равна $3,6$ К·кг/моль. Температура замерзания раствора, содержащего 1 г углеводорода в 100 г уксусной кислоты, равна $16,14^{\circ}C$, а не $16,6^{\circ}C$, как у чистой кислоты. Какова молекулярная формула углеводорода, если он содержит 92,3% углерода, и 7,7% водорода? (*Ответ: 78 г/моль, C_6H_6*)
- 7) Раствор, содержащий 8 г нафталина $C_{10}H_8$ в 100 г эфира, кипит при $36,33^{\circ}C$, а чистый эфир – при $35^{\circ}C$. Определите эбуллиоскопическую константу этилового эфира. (*Ответ: $2,128$ °кг/моль*)
- 8) 0,25 г нелетучего неэлектролита с неизвестной молекулярной массой растворили в 40 г CCl_4 ($K_{эб} = 4,88$ °кг/моль). Как выяснилось, температура кипения полученного раствора на $0,357^{\circ}C$ выше, чем у растворителя. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества. (*Ответ: 85 г/моль*)
- 9) Осмотическое давление раствора, содержащего 1,00 г химотрипсина в 100 мл воды, равно 994 Па при 300 К. Вычислите молекулярную массу химотрипсина. (*Ответ: 25126 г/моль*)
- 10) Осмотическое давление 20 мл раствора 0,2 г гемоглобина при $25^{\circ}C$ составляет 2,88 мм рт. ст. Вычислите молекулярную массу гемоглобина. (*Ответ: 64560 г/моль*)

Занятие № 10

Реакции ионного обмена в растворах электролитов

- 1 Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации.
- 2 Диссоциация слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
- 3 Особенности диссоциации сильных электролитов. Основные положения теории Дебая-Гюккеля. Коэффициент активности, ионная сила раствора.
- 4 Электролиты в свете теории электролитической диссоциации. Основы протолитической теории кислот и оснований.
- 5 Реакции ионного обмена. Молекулярные и ионные уравнения реакций.
- 6 Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.

7 Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Задачи:

- 1) Раствор, содержащий 0,8718 моль/л тростникового сахара, при 291 К изосмотичен с раствором хлорида натрия, содержащим 0,5 моль/л хлорида натрия. Определите кажущуюся степень диссоциации и коэффициент Вант-Гоффа для хлорида натрия.
- 2) Константа диссоциации NH_4OH равна $1,79 \cdot 10^{-5}$. Определить концентрацию гидроксида аммония, при которой степень диссоциации будет равна 0,01.
- 3) Чему равна константа диссоциации гидроксида аммония, если степень диссоциации в 0,1 М растворе NH_4OH равна 0,425%?
- 4) Определите ионную силу раствора, содержащего 0,001 моль серной кислоты и 0,002 моль сульфата магния в 1000 г воды при 298 К.
- 5) Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ; CaCl_2 и Na_2CO_3 ; NaCl и AgNO_3 ; KCl и NaNO_3 ? Объясните Ваши предположения, составьте необходимые уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
- 6) Растворимость йодида серебра равна $1,22 \cdot 10^{-8}$ моль/л при 25°C. Вычислите произведение растворимости этой соли.
- 7) Сколько воды потребуется для растворения при комнатной температуре 1 г карбоната бария? $\text{PP}(\text{BaCO}_3) = 1,9 \cdot 10^{-9}$.
- 8) pH раствора равен 3,0. Определите концентрацию ионов водорода в этом растворе.
- 9) Определите концентрацию ионов водорода и pH раствора, в котором концентрация гидроксогрупп равна $2,5 \cdot 10^{-5}$.
- 10) Определите концентрацию ионов водорода и pH в 0,1 М растворе уксусной кислоты, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,82 \cdot 10^{-5}$.

Тестовые задания:

- 1) В растворе объемом 1 л, содержащем 0,15 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, суммарное число молей ионов Mg^{2+} и NO_3^- равно:
а) 0,15; б) 0,30; в) 0,45; г) 0,60.
- 2) Растворимость Na_2CO_3 при 20°C равна 218 г на 1000 г воды. Массовая доля (%) вещества в насыщенном растворе составляет:
а) 8,7; б) 10,6; в) 17,8; г) 21,8.
- 3) Чему равна концентрация ионов водорода (моль/л) в 0,01 М растворе HCl при полной диссоциации кислоты:
а) 2; б) $2 \cdot 10^{-1}$; в) $1 \cdot 10^{-2}$; г) $2 \cdot 10^{-2}$?
- 4) Наиболее сильной из хлорсодержащих кислот является:
а) HClO ; б) HClO_2 ; в) HClO_3 ; г) HClO_4 .
- 5) Какие вещества необходимо взять, чтобы осуществить переход $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$:
а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2O ; б) Cr_2O_3 , HCl ; в) CrCl_3 , NaOH ; г) Cr_2O_3 , NaOH ?

Лабораторная работа

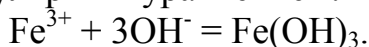
Реакции, протекающие с образованием осадка

Опыт 1

В три пробирки порознь налейте по 1-2 мл растворов солей: сульфата натрия Na_2SO_4 , сульфата цинка ZnSO_4 и сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. В каждую пробирку добавьте по такому же объёму раствора хлорида бария BaCl_2 . Что наблюдается? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Запишите выражение ПР для труднорастворимого соединения и приведите его численное значение из таблицы.

Опыт 2

Проделайте реакцию, которая выражается следующим ионно-молекулярным уравнением:



Напишите молекулярное уравнение реакции, приведите численное значение ПР гидроксида железа. Укажите цвет осадка.

Опыт 3

В две пробирки порознь налейте по 1-2 мл растворов сульфата никеля NiSO_4 и сульфата меди CuSO_4 . В каждую прилейте по 1 мл раствора сульфида натрия Na_2S . Что наблюдается? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Укажите цвет осадков. Сравните растворимость полученных соединений на основе их ПР.

Реакции, протекающие с образованием газообразных и слабодиссоциирующих веществ

Опыт 4

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора соляной кислоты и бросьте в нее кусочки мела или мрамора CaCO_3 . Какой газ выделяется? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Запишите выражение константы диссоциации угольной кислоты по первой ступени и приведите ее численное значение из таблицы.

Опыт 5

К 1-2 мл раствора соляной кислоты добавьте 1 микрошпатель кристаллического уксуснокислого натрия CH_3COONa . Один из продуктов реакции определите по запаху. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Напишите выражение и значение константы диссоциации полученного слабого электролита.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Задачи для самостоятельного решения:

1) Определить концентрацию водного раствора глюкозы, если этот раствор при 291 К изоосмотичен с раствором, содержащим $0,5 \cdot 10^3$ моль/м³ хлорида

кальция, причем кажущаяся степень диссоциации последнего при указанной температуре составляет 65,4%. (Ответ: 1,154 М)

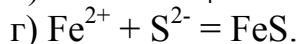
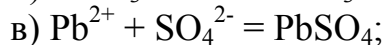
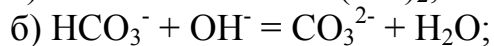
2) Определите концентрацию ионов водорода в 1 л 0,1 н. раствора серной кислоты, степень диссоциации которой 0,6. (Ответ: 0,06 моль/л)

3) Рассчитайте степень диссоциации 0,01 н. раствора синильной кислоты HCN, если $K_d(\text{HCN}) = 7 \cdot 10^{-10}$. (Ответ: $2,6 \cdot 10^{-4}$)

4) В растворе содержится 0,5 моль сульфата магния, 0,1 моль хлорида алюминия и 0,2 моль сульфата аммония на 1000 г воды. Найти ионную силу раствора. (Ответ: 3,2 моль/л)

5) Сколько ионов получится в растворе при полной электролитической диссоциации молекул следующих веществ: NaCl, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_3PO_4 , CrCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SnCl_4 . Составьте уравнения диссоциации.

6) Составьте молекулярные уравнения для реакций, протекающих между следующими ионами:



7) Растворимость хлорида серебра при 25°C составляет 0,0018 г/л. Вычислите произведение растворимости AgCl, $M(\text{AgCl}) = 143,5$ г/моль. (Ответ: $1,56 \cdot 10^{-10}$)

8) Произведение растворимости хлорида серебра $1,56 \cdot 10^{-10}$. Сколько граммов этой соли содержится в 100 мл насыщенного раствора? (Ответ: $2,18 \cdot 10^{-4}$ г)

9) Определите, выпадет ли (да, нет) осадок после сливания равных объемов 0,0023 М растворов реагентов при 25°C: AgNO_3 и KI; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$; FeCl_2 и Na_2S . Необходимые значения ПР труднорастворимых соединений возьмите в справочнике.

10) Вычислите pH раствора, если концентрация ионов водорода равна $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Как изменится в таком растворе окраска индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый)? (Ответ: 2,6)

11) pH раствора равен 4. Вычислите концентрацию гидроксогрупп и pOH данного раствора. Определите характер среды. (Ответ: $[\text{OH}^-] = 10^{-10}$, $\text{pOH} = 10$)

12) Вычислите pH 0,052 М раствора соляной кислоты. (Ответ: 1,28)

13) Определите, в каком из растворов больше величина pH: в 0,01 М растворе соляной кислоты или в 0,1 М растворе синильной кислоты? $K_d(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$. (Ответ: 2; 5,15)

14) В каком случае pH имеет большую величину: в 0,0001 М растворе азотной кислоты или в 0,01 М растворе сероводородной кислоты? $K_1(\text{H}_2\text{S}) = 5,7 \cdot 10^{-8}$. (Ответ: 4; 4,6)

Занятие № 11

Гидролиз солей

- 1 Понятие гидролиза. Процессы гидролиза в природе.
- 2 Гидролиз солей:
 - гидролиз по аниону;
 - гидролиз по катиону;
 - гидролиз по катиону и аниону;
 - полный гидролиз соли.
- 3 Степень гидролиза. Константа гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.
- 4 Буферные системы. Механизм буферного действия. Буферная ёмкость.
- 5 Буферные системы в живых организмах.

Задачи:

- 1) Укажите, какие из солей, формулы которых: KNO_3 , NaI , K_2S , CuSO_4 , NH_4NO_2 подвергаются гидролизу. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза.
- 2) Напишите уравнения реакций гидролиза солей NH_4NO_3 и $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и объясните, как влияет на гидролиз разбавление раствора и нагревание.
- 3) Чему равна сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции взаимодействия растворов хлорида алюминия и карбоната натрия?
- 4) Запишите выражения констант первой стадии гидролиза следующих солей: AgNO_3 ; Na_2HPO_4 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; CuSO_4 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
- 5) Выразите константы каждой стадии гидролиза перечисленных солей через константы диссоциации слабых электролитов: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Лабораторная работа

Реакция среды в растворах различных солей

Опыт 1

В четыре пробирки налейте по 2-3 мл: в первую – дистиллированной воды, во вторую – раствора K_2CO_3 или Na_2CO_3 , в третью – раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, в четвёртую – раствора KNO_3 . Определите pH с помощью универсальной индикаторной бумаги. Сравнить pH в растворах солей и в воде.

Таблица 6 – Результаты опытов по гидролизу солей

Номер пробирки	Формула растворённого вещества	Цвет индикаторной бумаги	Реакция среды	pH	Подвергалась ли соль гидролизу
1					
2					
3					
4					

Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Запишите выражение константы гидролиза солей.

Усиление гидролиза при разбавлении раствора

Опыт 2

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора азотнокислого висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и разбавьте в 2-3 раза водой. Наблюдается образование осадка.

Составьте молекулярное и ионное уравнения гидролиза, зная, что в осадок выпадает основная соль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Осадок сохраните для опыта 3.

Влияние увеличения концентрации ионов на равновесие гидролиза азотнокислого висмута

Опыт 3

В пробирку с осадком $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, оставшимся от предыдущего опыта, прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Объясните, почему растворяется осадок.

Влияние температуры на гидролиз ацетата натрия

Опыт 4

К 3-4 мл раствора уксуснокислого натрия прибавьте 1-2 капли фенолфталеина и нагрейте до кипения. Обратите внимание на появление розовой окраски, исчезающей при охлаждении раствора.

Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза уксуснокислого натрия. Объясните наблюдаемые явления, имея в виду, что фенолфталеин служит индикатором на ионы OH^- .

Совместный гидролиз

Опыт 5

К 1-2 мл раствора сернокислого алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ прилейте такой же объем раствора соды Na_2CO_3 . Наблюдайте выделение двуокиси углерода CO_2 и образование осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Напишите молекулярное и ионное уравнения совместного гидролиза.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Задачи для самостоятельного решения:

1) Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: CrCl_3 , KNO_2 , NaCH_3COO , CuBr_2 , K_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Al_2S_3 , FeCO_3 . Определите тип гидролиза и укажите характер среды раствора.

2) В какой цвет будет окрашен фиолетовый лакмус в водных растворах солей: ZnCl_2 , Na_2SO_4 , K_2SO_3 , KClO_4 ? Ответ обоснуйте, написав уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде.

3) При сливании водных растворов AlCl_3 и Na_2S образуется белый студенистый осадок и появляется запах «тухлых яиц». Составьте молекулярное и ионное уравнения происходящей реакции. Объясните, почему гидролиз обеих солей идет до конца.

- 4) Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, происходящих при смешивании растворов солей: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S ; FeCl_3 и K_2CO_3 ; CrCl_3 и Na_2CO_3 ; ZnCl_2 и K_2CO_3 . Укажите характер среды растворов.
- 5) Составьте молекулярные уравнения реакций, приведенных в ионной форме:
- а) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$;
- б) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$;
- в) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$.
- 6) Запишите выражения констант первой стадии гидролиза следующих солей: KNO_2 ; KHCO_3 ; NH_4Cl ; AlCl_3 ; $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.
- 7) Выразите константы каждой стадии гидролиза перечисленных солей через константы диссоциации слабых электролитов: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; Na_3PO_4 ; K_2HAsO_4 ; K_2SO_3 ; NH_4Cl .
- 8) Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору AlCl_3 уменьшит гидролиз: HCl , KOH , ZnCl_2 , Na_2CO_3 ? Ответ подтвердите написанием соответствующих уравнений реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Занятие № 12. Рубежный контроль № 1

Занятие № 13

Окислительно-восстановительные реакции

- 1 Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций (ОВР).
- 2 Методы расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР (электронного и электронно-ионного баланса).
- 3 Важнейшие окислители и восстановители (с примерами реакций). Окислительно-восстановительная двойственность.
- 4 Влияние среды на протекание ОВР на примере перманганата калия, соединений хрома и пероксида водорода. Влияние условий (температура, катализатор, концентрация) на протекание ОВР.
- 5 Классификация ОВР (с примерами). Роль ОВР в природе и технике.

Задачи:

- 1) Определите степень окисления элементов в следующих соединениях: FeCl_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4NO_3 , $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.
- 2) Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 = \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$$

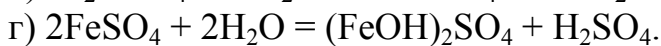
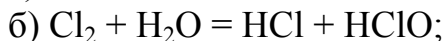
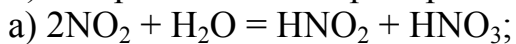
$$\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{S} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Тестовые задания:

1) К реакциям диспропорционирования **нельзя** отнести реакцию:



2) В реакции, протекающей по схеме



окислению подвергаются элементы:

а) N, S;

б) S, Cr;

в) C, N;

г) Cr, N.

3) Сумма коэффициентов в **правой** части уравнения реакции



а) 4;

б) 8;

в) 17;

г) 18.

4) При окислении Fe^{2+} до Fe^{3+} перманганат калия в кислой среде восстанавливается до соли марганца со степенью окисления +2. Сколько молей сульфата железа (II) окисляется 1 молем перманганата калия:

а) 1;

б) 2;

в) 10;

г) 5?

5) При взаимодействии металла магния с очень разбавленным раствором азотной кислоты происходит восстановление атомов азота преимущественно до:

а) NO_2 ;

б) NO ;

в) N_2O ;

г) NH_3 .

Лабораторная работа

Опыт 1. Перманганат калия как окислитель. Роль среды

В три пробирки налить по 1-2 мл раствора перманганата калия, затем в первую пробирку добавить 0,5-1 мл разбавленной серной кислоты, во вторую – воды, в третью – раствора щелочи. После этого во все пробирки прилить раствор сульфита натрия. Что наблюдаете?

Написать соответствующие уравнения реакций, если в первой пробирке получилась соль Mn^{2+} , во второй – MnO_2 , в третьей – манганат. Указать цвета получившихся продуктов. Составьте уравнения реакций.

Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

а) В две пробирки внесите по грануле меди и прилейте по 5 капель азотной кислоты: в первую пробирку концентрированной, во вторую – разбавленной. Смесь осторожно нагрейте. Какова окраска выделившегося газа в каждом случае?

До каких продуктов восстанавливается азотная кислота (концентрированная и разбавленная)? Как на реакцию влияет нагревание? Напишите уравнения реакций.

б) Внесите в пробирку шпателем немного красного фосфора и добавьте 10 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте. Какой газообразный оксид азота образуется в этом случае? Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Серная кислота (концентрированная) как окислитель

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

а) Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите гранулу меди, осторожно нагрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих). Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором перманганата калия. Чем обусловлено изменение окраски раствора? Напишите уравнения происходящих реакций.

б) Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите немного цинковой пыли, осторожно нагрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих). Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором сульфата меди (II). Составьте уравнения всех реакций.

Опыт 4. Металлы как восстановители

а) Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте 5 капель разбавленной хлороводородной кислоты. Подогрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих). Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия? Составьте уравнение реакции. Будет ли идти аналогичная реакция, если вместо алюминия взять медь, вместо хлороводородной кислоты – разбавленную серную кислоту?

б) Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте 5 капель раствора гидроксида натрия. Подогрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих). Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия щелочной среде? Составьте уравнение реакции. В какой среде восстановительные свойства алюминия выражены сильнее? Назовите другие известные вам металлы, реагирующие с водой в щелочной среде.

Опыт 5. Окислительно-восстановительная двойственность

а) *Пероксид водорода как окислитель*

В пробирку налейте 1-2 мл раствора йодида калия и пероксида водорода, аккуратно перемешайте и добавьте немного крахмального клейстера, отметьте, что при этом происходит и объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

б) *Восстановительные свойства пероксида водорода*

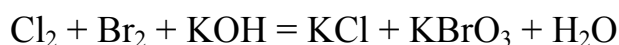
Налейте в пробирку 1-2 мл раствора перманганата калия, добавьте серной кислоты и прилейте раствора пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции, если при этом образовалась соль Mn^{2+} и молекулярный кислород.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место. Спасибо.

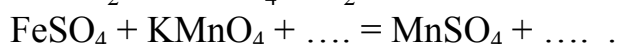
Задачи для самостоятельного решения:

1) Какие из веществ: хлор, сульфат железа (II), перманганат калия, сульфид натрия, азотная кислота, оксид серы (VI), углерод, вода – проявляют: а) преимущественно окислительные свойства; б) преимущественно восстановительные свойства?

2) Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель:



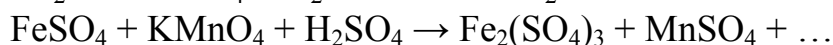
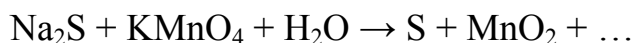
3) Допишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



4) Определите общую сумму коэффициентов в уравнении реакции:



5) Составьте уравнения ОВР, используя метод полуреакций:



Занятие № 14

Состав, строение и свойства комплексных соединений

- 1 Основные положения координационной теории.
- 2 Основные типы и номенклатура комплексных соединений.
- 3 Природа химической связи в комплексных соединениях. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений.
- 4 Устойчивость комплексных соединений в растворах. Константа нестойкости.
- 5 Химические свойства комплексных соединений.
- 6 Медико-биологическая роль комплексных соединений.

Задачи:

- 1) По данным химического анализа вещество имеет состав $\text{Co}(\text{SO}_4)\text{Cl}\cdot 5\text{NH}_3$. Если в раствор этого вещества внести избыток BaCl_2 , то образуется белый осадок, а если внести избыток AgNO_3 , то осадок AgCl не выпадает. По результатам опыта составьте координационную формулу вещества и назовите его.
- 2) Определите координационное число и заряд иона комплексообразователя в следующих соединениях с монодентатными лигандами: $\text{Na}[\text{CoCl}_4]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{CrCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$, $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$, $[\text{CrBr}_2(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Br}$.
- 3) Назовите каждое из следующих соединений (en – этилендиамин): $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}[\text{FeCl}_4]$, $[\text{Pt}(\text{en})_2\text{Cl}_2]$, $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$, $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$.
- 4) Напишите формулы следующих соединений: сульфат тетраамминдибромуртения (III), бромид бромопентаамминплатины (III), нитрит дихлоротетраамминкобальта (III), тетрароданоцинкат натрия, дигидроксодиаквабериллий, гексагидроксоферрат (II) калия.
- 5) Запишите уравнения диссоциации и выражения констант устойчивости и нестойкости комплексных ионов для следующих комплексных соединений: $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Cr}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$, $\text{Na}[\text{FeCl}_4]$. Назовите все вещества.
- 6) Опишите процессы и напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить из Cr_2O_3 следующие продукты:
а) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; б) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; в) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

Лабораторная работа

Опыт 1. Получение комплексного катиона и его разрушение

В пробирку внесите 6-8 капель раствора сульфата никеля, а затем по каплям прибавьте раствор аммиака. Наблюдайте образование осадка основной соли никеля $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$. Затем прилейте избыток раствора аммиака до растворения образовавшегося осадка за счет комплексообразования. К полученному раствору по каплям добавляйте раствор сульфида натрия до разрушения комплекса и выпадения осадка. Отметьте цвета получающихся растворов и осадков.

Напишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде. Напишите уравнение распада комплексного катиона, выражение и численное значение константы нестойкости. Запишите уравнение диссоциации сульфида никеля, выражение произведения растворимости и его численное значение. Объясните разрушение комплексного катиона, сравнив значения K_n и ПР.

Опыт 2. Получение комплексного аниона

В пробирку внесите 6-8 капель раствора нитрата висмута и по каплям прибавляйте раствор иодида калия до выпадения осадка. Растворите осадок в избытке иодида калия.

Напишите молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций. Укажите цвета осадка и растворов.

Опыт 3. Амфотерность электролитов и комплексообразование

В пробирку внесите 2-3 мл раствора соли алюминия, а затем по каплям при непрерывном встряхивании добавляйте раствор **NaOH** или **KOH** до образования осадка гидроксида. Разделите содержимое пробирки на две части и испытайте растворимость осадка в кислотах и щелочах. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, имея в виду, что в щелочи образуется гидроксокомплекс алюминия с КЧ равным 4.

Опыт 4. Сравнение свойств комплексообразователей

В пробирку внесите 1-2 мл раствора сульфата магния и по каплям добавляйте раствор щелочи до образования осадка гидроксида. Содержимое пробирки разделите на две и испытайте растворимость осадка в избытке щелочи и гидроксида аммония.

Аналогичные опыты проведите с сульфатом никеля и сульфатом цинка.

Напишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде, а также суммарные уравнения обратимого распада полученных комплексных ионов, выражения и численные значения соответствующих констант нестойкости. Определите наиболее прочный комплексный ион из числа полученных в опыте. Сравните свойства Mg^{2+} , Ni^{2+} и Zn^{2+} как комплексообразователей.

Опыт 5. Свойства аквакомплекса кобальта

В пробирку поместите кристаллик $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ и осторожно нагрейте. Наблюдайте изменение цвета, соответствующее реакции:



Отметьте окраску комплексных ионов $[Co(H_2O)_6]$ и $[CoCl_4]^{2-}$.

Охладите пробирку и добавьте несколько капель воды. Куда сместилось равновесие? Почему? Прибавьте несколько капель раствора щелочи. Что происходит? Напишите уравнение соответствующей реакции в молекулярном и ионном виде.

Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Задачи для самостоятельного решения:

- 1) Из раствора первого изомера состава $Co(SO_4)Br_2(NH_3)_4$ при добавлении избытка раствора $AgNO_3$ выпадает желтый осадок $AgBr$, а из раствора второго изомера – белый осадок Ag_2SO_4 . По результатам опыта составьте координационные формулы изомеров.
- 2) Составьте формулы однолигандных комплексов для набора центральных атомов и лигандов и расположите их в порядке возрастания устойчивости в

водном растворе при 25⁰С (необходимые данные возьмите в таблице 7 и справочнике):

Таблица 7 – Частицы, входящие в состав комплексных ионов

№ п/п	Центральный атом	КЧ	Лиганды
1	Ag ⁺	2	NO ₂ ⁻ ; OH ⁻ ; CH ₃ COO ⁻
2	Co ²⁺ ; Co ³⁺ ; Fe ²⁺ ; Fe ³⁺	6	CN ⁻
3	Cu ²⁺ ; Pt ²⁺ ; Zn ²⁺	4	OH ⁻
4	Ni ²⁺	6	C ₂ O ₄ ²⁻ ; NH ₃ ; Cl ⁻
5	Hg ²⁺ ; Au ³⁺ ; Zn ²⁺	4	Cl ⁻

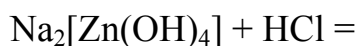
3) Напишите все последовательные и общие константы устойчивости следующих комплексов: Na₃[Co(CN)₆], K₄[NiF₆], H[AuCl₄], [Cr(H₂O)₆]Br₃, [Cd(H₂O)₂(NH₃)₄]SO₄, [Hg(NH₃)₄]Cl₂. Дайте названия всем комплексным соединениям.

4) Закончите следующие уравнения реакций, характеризующие трансформацию и разрушение комплексных соединений:

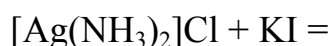
а) трансформация с образованием более устойчивого комплекса:



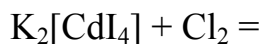
б) разрушение гидроксокомплексов в кислой среде из-за образования воды (слабый электролит):



в) разрушение комплекса в результате образования малорастворимого соединения:



г) разрушение или трансформация комплекса в результате окислительно-восстановительной реакции:



Занятие № 15

Химия биогенных элементов главных подгрупп

- 1 Характеристика элементов VII группы главной подгруппы (галогены) (Приложение 2).
- 2 Характеристика элементов VI группы главной подгруппы (халькогены).
- 3 Характеристика элементов V группы главной подгруппы.

- 4 Характеристика элементов IV группы главной подгруппы.
- 5 Общая характеристика металлов.
- 6 Особенности щелочных металлов и их соединений.
- 7 Особенности щелочноземельных металлов. Жесткость воды и способы её устранения.
- 8 Характеристика подгруппы бора. Амфотерность.

Задачи:

- 1) Расставьте коэффициенты в схемах ОВР методом электронного баланса:

$$\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- 2) Морская вода содержит в среднем 3,5% по массе различных солей, из которых 80% приходится на долю хлорида натрия. Вычислите, в каком количестве воды содержится 500 кг NaCl.
- 3) Осуществите превращения:

$$\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4.$$
- 4) Сколько теплоты выделится при сгорании серы массой 224 г, если известно, что энтальпия образования оксида серы (IV) из кислорода и серы равна -297 кДж/моль.
- 5) Серебро массой 2,7 г растворили в концентрированной азотной кислоте. К полученному раствору прилили избыток раствора бромида натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
- 6) В состав химического соединения входят натрий, фосфор, кислород. Массовые доли элементов соответственно равны: 34,6%, 23,3%, 42,1%. Определите простейшую формулу вещества.
- 7) Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 32. Какие устойчивые степени окисления характерны для элементов IV группы главной подгруппы? Приведите примеры соединений.
- 8) Больше или меньше 7 значение pH в растворе карбонатов щелочных металлов? Ответ обоснуйте.
- 9) Напишите уравнения реакций, характеризующих взаимодействие лития и натрия с кислородом.
- 10) В каких единицах выражается жесткость воды и чем обусловлена временная жесткость? Какими способами можно её устранить? Приведите уравнения реакций.
- 11) Вычислите объем водорода (н.у.), который можно получить при действии избытка раствора серной кислоты на 1,26 г магния, содержащего 10% примесей оксида магния.
- 12) Приведите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих амфотерный характер оксида алюминия.
- 13) При взаимодействии гидроксида алюминия массой 312 г с 49%-ным раствором серной кислоты массой 1400 г была получена средняя соль. Найдите количество гидроксида натрия, которое нужно добавить к

полученному раствору, чтобы обеспечить повторное осаждение гидроксида алюминия.

14) Имеется смесь, состоящая из 19,64 кг алюминия и 55 кг оксида марганца (IV). Сколько марганца (в кг) можно получить алюминотермией из данной смеси.

Задачи для самостоятельного решения:

1) Осуществите превращения:



2) Оксид марганца (IV) массой 365,4 г обработали концентрированной соляной кислотой. Выход хлора составил 70% от теоретического. Полученный газ при охлаждении был поглощен раствором гидроксида натрия. Рассчитайте массу одного из продуктов реакции, являющегося сильным окислителем. (*Ответ: 219,03 г*)

3) К раствору хлорида бария массой 15 г ($\omega(\text{BaCl}_2) = 5\%$) прилили раствор сульфата натрия массой 10 г ($\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 8\%$). Определите массу осадка, который при этом образуется. (*Ответ: 0,84 г*)

4) Определите нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г H_2SO_4 . (*Ответ: 2 н.*)

5) К раствору, содержащему SbCl_3 и BiCl_3 , добавили избыток раствора гидроксида натрия. Напишите молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций.

6) Определите массу 40%-го раствора азотной кислоты, израсходованного на растворение 32 г меди, если при этом образуется оксид азота (IV). (*Ответ: 315 г*)

7) Перечислите области использования кремния и его соединений.

8) Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно получить в лаборатории CO_2 .

9) Чем обусловлена постоянная жесткость воды? Перечислите способы её устранения.

10) Рассчитайте объем водорода (н.у.), который можно получить при взаимодействии магния массой 2,4 г с 98 мл раствора серной кислоты плотностью 1,04 г/мл с массовой долей кислоты 5,96%. (*Ответ: 1,39 л*)

11) При взаимодействии 2,4 г магния с концентрированным раствором серной кислоты было получено 11 г соли. Вычислите массовую долю выхода продукта. (*Ответ: 91,7%*)

12) Приведите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих амфотерный характер гидроксида алюминия.

13) Рассчитайте массу фторида натрия, необходимое для получения 630 г криолита. (*Ответ: 756 г*)

14) Избытком соляной кислоты обработали смесь опилок меди и алюминия массой 1,35 г. В результате этого выделилось 672 мл газа (н.у.). Определите, чему равно содержание меди (%) в смеси. (*Ответ: 60%*)

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основная литература

- 1 Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химия, 1995. – 624 с.
- 2 Общая химия / Л. С. Гузей, В. Н. Кузнецов, А. С. Гузей. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1999.
- 3 Общая химия / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гузея. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1989.
- 4 Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / под ред. Ю. А. Ершова. – М. : Высш. шк., 1993.
- 5 Химия. Основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб. : Химиздат, 2000. – 768 с.

Дополнительная литература

- 1 Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Химия, 1994. – 592 с.
- 2 Общая и неорганическая химия: учеб. пособие для пед. ин-тов / Л. А. Николаев. – М. : Просвещение, 1974. – 624 с.
- 3 Общая химия: учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1981. – 720 с.
- 4 Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 1988. – 639 с.
- 5 Физико-химические основы неорганической химии / О. М. Полторак, Л. М. Ковба. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1984.
- 6 Основы общей химии / Б. В. Некрасов. – М. : Химия, 1973. - Т. 1, 2.
- 7 Основные законы химии : в 2 т. / Р. Дикерсон, Г. Грей Г, Дж. Хейт. – М. : Мир, 1982.
- 8 Неорганическая химия: Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи. – М. : Химия, 1987.
- 9 Современная неорганическая химия / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М. : Химия, 1969. - Т. 1-3.

Методическая литература

- 1 Задачи по общей и неорганической химии / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. – М. : Гуманитар. изд. центр ВЛАДОС, 2004. – 383 с.
- 2 Вопросы и задачи по общей химии / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химиздат, 2002. – 304 с.
- 3 Практикум по общей и неорганической химии / Л. Ю. Аликберова, Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Г. Н. Логинова. – М. : Владос, 2005.

- 4 Практикум по общей химии / под ред. Е. М. Соколовской и О. С. Зайцева. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1981.
- 5 Общая химия: методические указания / Л. С. Гузей, В. Н. Кузнецов, Л. М. Азиева. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1988.
- 6 Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Л. : Химия, 1997.
- 7 Сборник задач и упражнений по неорганической химии : пособие для студентов биол. фак. пед. ин-тов / А.С. Карнаухов [и др.] – М. : Просвещение, 1982. – 208 с.
- 8 Общая химия : учебное пособие для нехим. спец. ун-тов / под ред. Е.М. Соколовской. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1975. – 702 с.

Занятие № 17 Рубежный контроль №2

Приложение 1

ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

- 1 Положение элемента в Периодической системе (порядковый номер, номер периода, номер группы, подгруппа (главная А или побочная Б)).
- 2 Строение атома (заряд ядра, состав ядра, электронная формула, графическая схема строения электронной оболочки, возможные степени окисления).
- 3 Строение простого вещества (тип решетки в твердом состоянии). Физические свойства простого вещества: металлический блеск, электропроводность, теплопроводность, хрупкость, отношение к нагреванию.
- 4 Роль простого вещества в окислительно-восстановительных реакциях.
- 5 Состав и характер высшего оксида, гидроксида, летучего водородного соединения.

Приложение 2

ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ПОДГРУППЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

- 1 Положение в Периодической системе. Особенности строения атомов. Характер изменения свойств атомов (радиус, энергия сродства к электрону, энергия ионизации, электроотрицательность). Валентность и возможные степени окисления атомов.
- 2 Распространенность элементов в природе. Получение простых веществ.
- 3 Строение простых веществ (вид связи, тип кристаллической решетки). Физические свойства простых веществ. Физиологическое действие.
- 4 Химические свойства простых веществ.
- 5 Водородные соединения элементов (строение, закономерности изменения свойств, получение). Соли.
- 6 Оксиды и гидроксиды элементов (состав, свойства, получение). Соли.
- 7 Применение соединений элементов. Роль для жизнедеятельности живых организмов.

Рыкова Анна Ивановна

ХИМИЯ

**Методические указания
для подготовки к лабораторным занятиям по химии
для студентов направления подготовки 020400.62**

Редактор Е.А. Могутова

Подписано к печати	Формат 60*84 1/16	Бумага тип. №1
Печать трафаретная	Усл.печ.л. 2,5	Уч.-изд.л. 2,5
Заказ	Тираж 25	Цена свободная

РИЦ Курганского государственного университета.
640669, г. Курган, ул. Гоголя, 25.
Курганский государственный университет.