

Министерство сельского хозяйства РФ

ФГБОУ ВПО «Брянская государственная
сельскохозяйственная академия»

Кафедра химии, биотехнологии и физиологии растений

ОСНОВЫ ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ

Издание второе

Брянск 2014

УДК 541.8(07)

ББК 24.5

Ч 37

Чекин Г.В. **Основы химии элементов:** пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов (Издание второе). / Г.В. Чекин, Е.В. Мартынова, – Брянск: Изд-во Брянской ГСХА, 2014. – 56 с.

Пособие предназначено для укрупненных групп направлений подготовки: 350000, 360000, 200000, 190000 (по направлениям подготовки, реализуемым в рамках образовательной деятельности Брянской государственной сельскохозяйственной академии)

Рецензент: к.х.н., доцент С.В. Кузнецов

*Рекомендовано к изданию решением методических комиссий:
Агроэкологического института протокол № 5 от 17.06.14 г;
Института ветеринарной медицины и биотехнологии № 8 от 18.06.14 г;
Инженерно-технологического факультета № 9 от 20.06.14 г.*

© Брянская ГСХА, 2014

© Чекин Г.В. 2014

© Мартынова Е.В. 2014

Содержание

Лабораторная работа № 7 Свойства s- и p- элементов Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.....	4
Лабораторная работа №8 Комплексные соединения.....	8
Задачи и упражнения.....	9
Задания для автоматизированного тестового контроля.....	24
План написания реферата по теме: «Общая характеристика Элемента и его соединений»	51
Рекомендуемая литература.....	51
Приложения.....	52

Лабораторная работа № 7

Свойства s-, p- и d- элементов Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева

Опыт 1. Физические свойства щелочных и щелочноземельных металлов и окисление их на воздухе

Получить от преподавателя кусочек натрия, кальция. Описать физические свойства (блеск, пластичность, плотность). Обратить внимание на быстрое потускнение свежего разреза. Написать уравнения реакций взаимодействия с кислородом.

Опыт 2. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой

Кусочек металлического натрия и кальция пинцетом вынуть из банки с керосином и промокнуть фильтровальной бумагой. Скальпелем или ножом сделать надрез. Обратить внимание на поверхность свежего надреза. Что наблюдается? Отрезать кусочек металла величиной со спичечную головку и бросить его в пробирку (или фарфоровую чашку), наполненную наполовину водой. Пробирку предварительно поставить в штатив. Что наблюдается? (**Не наклоняться над пробиркой, так как при реакции натрия с водой возможно разбрызгивание!**). Поджечь выделяющийся газ. К полученному раствору добавить по капле раствора фенолфталеина. Что при этом получается и почему? Описать все наблюдаемые явления. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия натрия с водой.

Опыт 3. Взаимодействие магния с водой

Взять кусочек магниевой ленты и очистить её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внести 6-7 капель дистиллированной воды и опустить в нее очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина? Описать наблюдаемые явления, дать им объяснение. Написать уравнение взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 4. Взаимодействие магния с кислотами

В четыре пробирки опустить по кусочку магниевой стружки. В одну пробирку внести 5-6 капель 2 н. соляной кислоты, в другую такое же количество капель 2 н. серной кислоты, в третью – концентрированной серной кислоты, в четвертую – 2 н. азотной кислоты (**опыты с концентрирован-**

ной серной и азотной кислотами проводить в вытяжном шкафу!). По окраске и запаху определить выделяющиеся из пробирок газы. Описать наблюдаемые явления и соответствующие уравнения с реакций.

Опыт 5. Свойства нерастворимых солей

Карбонаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором карбоната натрия. Подействовать на полученные карбонаты раствором 2 н. соляной кислоты, добавляя ее по каплям. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Указать практическое значение данного опыта.

Сульфаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать на полученные сульфаты раствором 2 н. соляной кислоты. Наблюдается ли при этом протекание реакций? Написать уравнения реакций образования сульфатов и объяснить, почему они не взаимодействуют с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

Оксалаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов. Написать уравнения реакций образования оксалатов и их растворения в соляной кислоте.

Хроматы кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки хроматов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором хромата калия. Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Какой из них не растворяется в уксусной кислоте? Хромат, не растворяющийся в уксусной кислоте, получить повторно и подействовать на него соляной кислотой.

Написать уравнения реакций: а) образования хроматов кальция, стронция и бария; б) их взаимодействия с уксусной кислотой; в) взаимодействие хромата бария с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

Опыт 6. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов

(Опыт проводить в вытяжном шкафу!) В шесть фарфоровых тиглей поместить по половине микрошпателя соединений лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Залить соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешать с целью некоторого растворения соединений в спирте и поджечь. Наблюдать окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения. Описать наблюдаемые явления и указать практическое значение.

Опыт 7. Свойства металлического алюминия

Взаимодействие с разбавленными кислотами.

В три пробирки поместить по 5-6 капель разбавленных соляной, азотной и серной кислот. В каждую опустить по небольшому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях реакция протекает на холоду? Пробирки подогреть. Что наблюдается? Какие газообразные вещества выделяются при взаимодействии алюминия с разбавленными кислотами? Написать соответствующие уравнения реакций в молекулярной и краткой ионной формах.

Взаимодействие с концентрированными кислотами.

В три пробирки поместить по 3-4 капли концентрированных растворов соляной, серной и азотной кислот. В каждую опустить по кусочку алюминия. С какими кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует? Осторожно нагреть пробирки. Как влияет нагревание? Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании концентрированная азотная кислота восстанавливается алюминием преимущественно до оксида азота (IV), а серная - до серы.

Взаимодействие со щелочами.

В пробирку налить 2-3 мл раствора щелочи и добавить один микрошпатель алюминиевой пудры (1-2 кусочка алюминия). Что наблюдается? Почему реакция начинается не сразу? Если реакция происходить не будет, то пробирку слегка подогреть. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

Взаимодействие с водой.

В пробирку с водой опустить полоску алюминиевой фольги. Наблюдается ли взаимодействие алюминия с водой?

Вторую полоску фольги опустить на 2-3 минуты в пробирку с раствором нитрата ртути (II); за это время в поверхностном слое алюминиевой фольги образуется амальгама алюминия. Полоску вынуть из пробирки, высушить фильтровальной бумагой и опустить в пробирку с водой. Описать наблюдаемые явления, сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций алюминия с нитратом ртути (II) и водой.

Опыт 8. Получение и исследование свойств гидроксида алюминия

Получение и исследование свойств гидроксида алюминия.

В две пробирки налить по 2-3 мл раствора сульфата алюминия. В каждую пробирку добавить по 2-3 мл раствора гидроксида аммония. Отметить наблюдаемые явления. Написать соответствующее уравнение реакции в молекулярной и краткой ионной форме.

Взаимодействие гидроксида алюминия с кислотами.

В первую пробирку с осадком гидроксида алюминия прилить небольшими порциями раствор соляной кислоты, взбалтывая содержимое

пробирки. Описать наблюдаемые явления. Написать соответствующее уравнение реакции в молекулярной и краткой ионной форме.

Взаимодействие гидроксида алюминия со щелочами.

Во вторую пробирку с осадком гидроксида алюминия прилить небольшими порциями раствор щелочи, взбалтывая содержимое пробирки. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции в молекулярной и краткой ионной форме.

Написать схему диссоциации гидроксида алюминия по типу оснований и по типу кислот. Как смещается равновесие этих процессов при добавлении кислоты и щелочи? Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 9. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

(Опыты с азотной кислотой следует проводить в вытяжном шкафу!).

В отдельных пробирках провести шесть опытов по взаимодействию разбавленной HNO_3 и концентрированной HNO_3 с магнием, цинком и медью.

Описать наблюдаемые явления, составить уравнения реакций и подобрать в них коэффициенты методом полуреакций, сделать выводы. В выводах отразить влияние природы металла (положение в ряду напряжений) и концентрации азотной кислоты на состав продуктов её восстановления в этих реакциях.

Опыт 10. Качественная реакция на фосфат-ион

В пробирку прилить 1 мл ортофосфата натрия, добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Указать практическое значение проведенной реакции.

Опыт 11. Изучение растворимости солей ортофосфорной кислоты

Налить в три пробирки по 5-6 капель раствора хлорида кальция. В одну пробирку прибавить 3-4 капли раствора Na_3PO_4 , в другую – столько же NaH_2PO_4 , в третью – столько же раствора Na_2HPO_4 . Наблюдать образование осадков. Какая из кальциевых солей ортофосфорной кислоты растворима в воде? Написать уравнение реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Опыт 12. Изучение свойств серной кислоты

Дегидратирующие свойства серной кислоты.

Стеклянной палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, написать что-нибудь на листочке бумаги. Бумагу слегка прогреть,

держа ее высоко над пламенем спиртовки. Что наблюдается? В отчёте описать опыт, дать его объяснение и сделать вывод.

Взаимодействие серной кислоты с металлами. Подействовать в трех пробирках разбавленной серной кислотой на магний, цинк и медь. Написать уравнения реакций H_2SO_4 с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью?

Повторить опыт, подействовав на металлы концентрированной кислотой (*под тягой!*), наблюдать выделение газов в первой и третьей пробирках (определить газы по их запаху) и образование белого осадка во второй. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций. В выводе сформулировать главное отличие концентрированной кислоты от разбавленной в окислительно-восстановительных реакциях с металлами.

Качественная реакция на сульфат-ион. В три пробирки внести по 3-5 капель растворов H_2SO_4 , Na_2SO_4 , $CuSO_4$. В каждую добавить несколько капель раствора $BaCl_2$. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Лабораторная работа №8

Комплексные соединения

Опыт №1. Образование аммиакатов меди, кобальта, никеля

В три пробирки налить по 1 – 2 мл растворов солей $CuSO_4$, $CoCl_2$, $NiSO_4$. Добавить в каждую из них несколько капель NH_4OH до появления осадков и до полного их растворения. Написать уравнения соответствующих реакций, отметить цвет получившихся растворов. Дать названия образовавшимся комплексным соединениям.

Опыт №2. Образование гексацианоферрата (II) меди (II) и гексацианоферрата (II) железа (III)

В две пробирки налить по 1-2 мл растворов солей $CuSO_4$ и $FeCl_3$. В каждую из пробирок добавить такой же объем раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Провести визуальные наблюдения. Написать уравнения реакций.

Опыт №3. Получение гидроксокомплексов меди (II), цинка, алюминия

В три пробирки налить по 1-2 мл растворов солей $CuSO_4$, $ZnSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$. Добавить в каждую из пробирок избыток 2н раствора $NaOH$. Наблюдается появление и растворение осадков. Написать уравнения реакций и назвать образовавшиеся комплексные соединения.

Опыт №4. Образование тетрагидроплатмбата (II) калия

К свежеприготовленному раствору ацетата свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ добавить несколько капель 10% раствора KI. Затем к полученной соли добавить KI (сухой) в избытке. Провести визуальные наблюдения. Написать уравнения реакций.

Опыт №5. Образование гексацианожелезной кислоты

К раствору гексацианоферрата (II) калия добавить избыток концентрированной серной кислоты. Провести визуальные наблюдения. Написать уравнение реакции.

Задачи и упражнения

№ варианта	Задания						
1	1	21	41	61	81	101	121
2	2	22	42	62	82	102	122
3	3	23	43	63	83	103	123
4	4	24	44	64	84	104	124
5	5	25	45	65	85	105	125
6	6	26	46	66	86	106	126
7	7	27	47	67	87	107	127
8	8	28	48	68	88	108	128
9	9	29	49	69	89	109	129
10	10	30	50	70	90	110	130
11	11	31	51	71	91	111	131
12	12	32	52	72	92	112	132
13	13	33	53	73	93	113	133
14	14	34	54	74	94	114	134
15	15	35	55	75	95	115	137
16	16	36	56	76	96	116	136
17	17	37	57	77	97	117	137
18	18	38	58	78	98	118	138
19	19	39	59	79	99	119	139
20	20	40	60	80	100	120	140

1. Почему с соляной кислотой взаимодействуют только такие металлы, которые расположены в ряду напряжений до водорода? Почему свинец и таллий с соляной кислотой не взаимодействуют? Определите массу железа, взаимодействующую с одним литром этой кислоты с массовой долей соляной кислоты 10,52 % и плотностью раствора 1,05 г/мл.

2. Для получения царской водки 100 мл 60%-й HNO_3 ($\rho = 1,36$) смешали с 300 мл 40%-й HCl ($\rho = 1,20$). Вычислите массу, объём и плот-

ность полученной царской водки, молярное соотношение $\text{HNO}_3\text{:HCl}$ в ней и массу золота, которую она может «растворить».

3. Металлы подразделяются на амфотерные (взаимодействуют с растворами и расплавами щелочей), слабоамфотерные (взаимодействуют только с расплавами щелочей) и неамфотерные (со щелочами не взаимодействуют). Приведите примеры указанных групп металлов и уравнения их реакций с растворами и расплавами щелочей.

4. Напишите уравнения реакций алюминия с раствором гидроксида натрия с образованием тетрагидроксокомплексного и гексагидроксокомплексного соединений и уравнение реакции алюминия с расплавом NaOH с образованием ортоалюмината натрия. Какая масса щелочи (в чистом виде) расходуется на взаимодействие с 0,54 кг алюминия в каждом случае?

5. Почему водород является уникальным химическим элементом, не имеющим близких аналогов? Почему его размещают не только в седьмой, но и в первой группе периодической системы? Какие свойства водорода подобны свойствам галогенов, а какие – щелочных элементов?

6. Приведите по 2–3 примера химических реакций, в которых водород является окислителем и восстановителем. Какова функция водорода при его взаимодействии с оксидами металлов? Вычислите объём водорода (при н. у.), который теоретически потребуется для получения одного килограмма вольфрама из WO_3 . Какой объём будет занимать водород при условиях проведения реакции ($800\text{ }^\circ\text{C}$; 101325 Па)?

7. Приведите по 2–3 примера химических реакций, в которых водород является окислителем и восстановителем. Какова функция водорода при получении гидридов? Какое количество, объём (при н. у.) и масса водорода потребуются для получения гидридов натрия и кальция из одного кг каждого металла?

8. При каких условиях водород взаимодействует с галогенами, серой, азотом? Вычислите энтальпию, энергию Гиббса и константу равновесия реакции водорода с йодом при $500\text{ }^\circ\text{C}$.

9. Объясните, как и почему изменяются свойства гидридов, образованных элементами одного периода, например, в ряду:

$\text{NaN-MgH}_2\text{-AlH}_3\text{-SiH}_4\text{-PH}_3\text{-H}_2\text{S-HCl}$. Приведите уравнения реакций, иллюстрирующие изменение свойств гидридов.

10. Водород входит в состав гидро- и гидроксолей. Приведите примеры таких солей и напишите схемы их электролитической диссоциации. Вычислите массовую долю водорода в гидрокарбонате натрия и в сульфате гидроксожелеза (II).

11. Какой объём водорода, приведенный к нормальным условиям, выделится при взаимодействии цинка массой 163,5 г с одним литром 30%-й соляной кислоты ($\rho = 1,15$)?

12. Исходя из положения в периодической системе и электронного

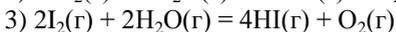
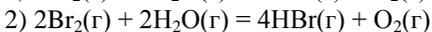
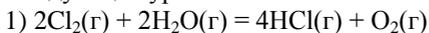
строения атомов, опишите общие свойства хлора, брома и йода: 1) валентные возможности, 2) степени окисления в соединениях, 3) закономерности изменения металлических и неметаллических свойств, 4) состав: а) молекул простых веществ, б) соединений с водородом и металлами, в) оксидов и гидроксидов, г) соединений между собой.

13. Вычислите энергию Гиббса и константу равновесия при 1000 К реакций атомизации молекул Cl_2 , Br_2 и I_2 и сделайте вывод о прочности этих молекул. Данные для вычислений:

Молекулы и атомы	$\text{Cl}_2(\text{г})$	$\text{Br}_2(\text{г})$	$\text{I}_2(\text{г})$	$\text{Cl}(\text{г})$	$\text{Br}(\text{г})$	$\text{I}(\text{г})$
ΔH° , кДж/моль	0	30,9	62,4	121,3	111,8	106,3
S° , Дж/(моль·К)	222,9	245,5	260,6	165,1	186,9	178,8

14. Вычислите термодинамические параметры реакций хлора, брома и йода с водородом. Какие из них при стандартных условиях необратимы, а какая является обратимой реакцией? Для обратимой реакции вычислите температуру, при которой константа равновесия равна единице.

15. Для реакций хлора, брома и йода с водяным паром можно записать следующие уравнения:



Термодинамическими расчётами установите, при какой температуре возможно протекание каждой реакции. Сделайте вывод об окислительных свойствах галогенов.

16. Сколько граммов хлорной воды потребуется для окисления 3,9 г хлорида олова (II) в хлорид олова (IV), если в 100 г воды при 20 °С растворяется 0,73 г хлора?

41. Какая масса бромной воды потребуется для окисления 30,4 г сульфата железа (II) в серноокислом растворе, если в 100 г воды при 20 °С растворяется 3,58 г брома?

17. Напишите уравнения реакций хлора, брома и йода с раствором КОН. Укажите условия их проведения и названия продуктов.

18. Напишите уравнения реакций хлора с водой и растворами КОН и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – горячими и холодными. Укажите тип реакций и названия продуктов. Объясните, почему взаимодействие хлора с водой – обратимая, а со щелочами – практически необратимая реакция.

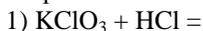
19. Вычислите объём хлора (20 °С; 102,5 кПа), теоретически необходимый для взаимодействия с одним литром нагретого 11%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,10$).

20. Йод содержится в морских водорослях. После их обработки получают раствор, содержащий 45 % йодида калия. Йод получают из этого раствора взаимодействием с диоксидом марганца в присутствии H_2SO_4 . Какая масса раствора и MnO_2 расходуется на получение одного килограмма йода?

21. В результате взаимодействия 100 г раствора хлорноватой кислоты с избытком соляной кислоты образовалось 15,9 л хлора (н. у.). Вычислите массовую долю HClO_3 в растворе.

22. При действии на кристаллический хлорат калия концентрированной серной кислоты он взаимодействует с ней с образованием хлора и диоксида хлора. Какие другие продукты образуются в этой реакции? Напишите её уравнение, определите её тип.

23. Напишите уравнения реакций в подкисленном растворе с участием хлората калия:



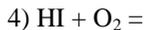
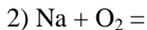
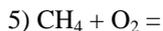
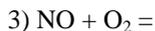
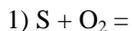
24. Какой объём 5%-го раствора HIO_3 ($\rho = 1,02$) требуется для окисления 40 мл 8%-го раствора HI ($\rho = 1,06$) и какая масса йода образуется при этом?

25. Напишите уравнения реакций с участием хлорной кислоты и определите в них стехиометрические коэффициенты:

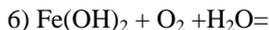
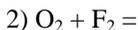
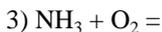
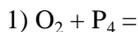


26. На окисление 2,0 г двухвалентного металла израсходовано 560 мл кислорода (н. у.). Какой металл был окислен?

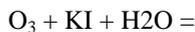
27. Напишите продукты реакций с участием кислорода и укажите условия их протекания:



28. Напишите продукты реакций с участием кислорода и укажите условия их протекания:



29. Объясните окислительные и отбеливающие свойства, дезинфицирующее и бактерицидное действие озона. Напишите уравнения реакций:



30. Термодинамическими расчетами покажите возможность взаимодействия при стандартных условиях озона с водой по уравнению: $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$

Каков тип этой реакции, какое вещество является в ней окислителем и какое – восстановителем?

31. Как возникает озоновый слой в атмосфере, почему его существование является условием жизни на Земле? Какие промышленные газы, выбрасываемые в атмосферу, разрушают озоновый слой? Почему для озонового слоя в атмосфере особенно опасны фреоны?

32. Как получают и где используют оксид серы (IV)? Какое строение имеет молекула этого вещества и как возникает в ней химическая связь между атомами? Покажите уравнениями реакций основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства этого соединения.

33. В промышленности оксид серы (VI) получают каталитическим окислением оксида серы (IV). Вычислите термодинамические параметры этой реакции и температурный интервал, в котором она возможна.

34. Сколько граммов растворённого вещества содержат: 1) 100 мл 0%-й серной кислоты ($\rho = 1,50$); 2) 400 мл 0,7 н серной кислоты; 3) 250 мл 2 М серной кислоты?

35. Вычислите эквивалентную концентрацию: 1) 12%-й серной кислоты (плотность $\rho = 1,08$); 2) 0,4 М серной кислоты.

36. Определите эквивалентную концентрацию и массовую долю серной кислоты в 6 М растворе, плотность которого 1,340 кг/л.

37. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента: 1) 4,0%-й серной кислоты ($\rho = 1,025$); 2) 96%-й серной кислоты ($\rho = 1,84$).

38. Какой объём 50%-й серной кислоты ($\rho = 1,40$) потребуется для приготовления 500 мл 1 М и 1 н растворов?

39. Определите массовую долю и молярную концентрацию раствора, который образуется при смешивании 100 мл 30%-й H_2SO_4 ($\rho = 1,22$) и 150 мл 15%-й H_2SO_4 ($\rho = 1,10$).

40. Смешали 200 мл 1,2 М раствора и 150 мл 0,1 М раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

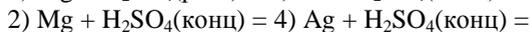
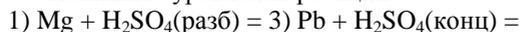
123. Из 5 л 26%-й серной кислоты ($\rho = 1,19$) необходимо приготовить 20%-й раствор. Какой объём воды потребуется для этой цели?

41. Какое количество H_2SO_4 содержится в одном килограмме 98%-й серной кислоты? Сколько литров одномолярной H_2SO_4 можно приготовить из 1 кг 98%-й серной кислоты? Какое правило и почему необходимо соблюдать при смешивании серной кислоты с водой?

42. Опишите взаимодействие разбавленной и концентрированной

серной кислоты с металлами. Концентрированную серную кислоту и олеум перевозят в стальных цистернах и хранят в ёмкостях из обычной стали. Почему при этом не происходит взаимодействие с железом? Почему для этих целей нельзя использовать медные и свинцовые ёмкости? Что произойдёт, если в стальную ёмкость с олеумом попадёт вода?

43. Напишите уравнения реакций:



44. Напишите уравнения реакций:

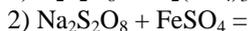
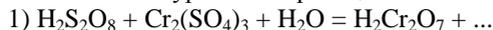


45. Какая масса железа потребуется для его взаимодействия с разбавленной серной кислотой, чтобы выделившимся водородом провести восстановление до металла 23,15 г Fe_3O_4 ? Иметь в виду, что выход реакции восстановления равен 50 %.

46. Напишите уравнения реакций концентрированной серной кислоты с неметаллами – углеродом, фосфором, серой.

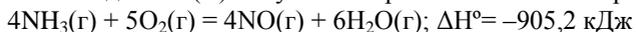
47. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза сульфатов аммония, цинка и алюминия. Для сульфата аммония вычислите: 1) константу гидролиза; 2) степень гидролиза в одномолярном растворе; 3) pH одномолярного раствора.

48. Напишите уравнения реакций:



49. Напишите названия веществ, определите в них степень окисления азота: N_2O , N_2O_3 , HNO_2 , NH_4NO_3 , $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$.

50. Оксид азота (II) получают в промышленности по реакции:



Исходя из энтальпии реакции и энтальпий образования аммиака ($-46,2 \text{ кДж/моль}$) и газообразной воды ($-241,8 \text{ кДж/моль}$), вычислите энтальпию образования оксида азота (II) и сравните со справочным значением.

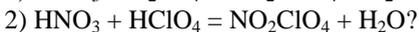
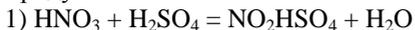
51. При нагревании одни нитриты плавятся без разложения, другие разлагаются до оксидов, а третьи – до свободных металлов. Какие нитриты относятся к первой, второй и третьей группам? Напишите уравнения реакций разложения по одному нитриту из второй и третьей группы.

52. Какой объём 40%-й HNO_3 ($\rho = 1,25$) потребуется для приготовления одного литра одномолярной азотной кислоты?

53. Смешали 300 мл 10 М раствора с 200 мл 1 М раствора азотной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

54. Определите массовую долю HNO_3 в растворе, если 200 г этого раствора нейтрализуют раствор, в котором содержится 11,2 г KOH.

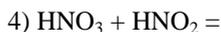
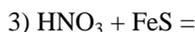
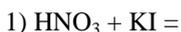
55. Какую функцию выполняет азотная кислота в данных реакциях, почему они возможны, как называются и где применяются образующиеся продукты:



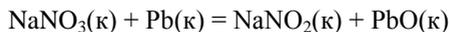
56. По отношению к азотной кислоте металлы можно разделить на четыре группы: 1) не взаимодействуют вследствие термодинамической устойчивости; 2) не взаимодействуют ни при каких условиях вследствие пассивирования; 3) пассивируются при обычных условиях, но взаимодействуют при нагревании; 4) взаимодействуют при любых условиях. Приведите по 2–3 примера соответствующих металлов.

57. Какой объём 35%-й HCl ($\rho = 1,175$) необходимо смешать с одним литром 60%-й HNO₃ ($\rho = 1,37$), чтобы в полученной смеси (царской водке) количества кислот соответствовали стехиометрии её взаимодействия с золотом и платиной?

58. Напишите уравнения реакций азотной кислоты с соединениями:



59. Покажите термодинамическими расчётами возможность осуществления при стандартных условиях восстановления нитрата натрия свинцом по уравнению:



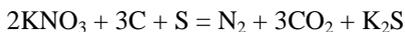
Объясните, почему эту реакцию на практике проводят при 350...400 °С, то есть выше температуры плавления нитрата натрия (318 °С)?

60. Содержание нитратов в растворах определяют по объёму аммиака, который образуется при их восстановлении до аммиака, например:



Вычислите содержание NaNO₃ в одном литре раствора, если из него при взаимодействии по данному уравнению выделилось 1120 мл аммиака (н. у.).

61. Нитрат калия вместе с древесным углем и серой входит в состав черного (дымного) пороха, горение которого происходит без участия кислорода:



Определите энтальпию этой реакции.

62. Напишите уравнения реакций для осуществления цепочки следующих превращений:



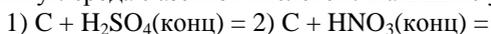
63. Какую массу фосфора необходимо сжечь в кислороде, чтобы из образовавшегося фосфорного ангидрида получить одну тонну 80%-й ортофосфорной кислоты?

64. Определите тепловой эффект реакции получения H_3PO_4 из фосфорного ангидрида и сравните его с тепловым эффектом реакции получения серной кислоты из серного ангидрида ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$).

65. Опишите электронное строение атома углерода в основном и возбуждённом состояниях, определите его валентные возможности, степени окисления. Приведите примеры соединений углерода в различных степенях окисления. Объясните существование нескольких аллотропных модификаций углерода и огромное число цепочечных соединений углерода, изучаемых органической химией?

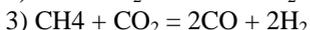
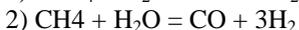
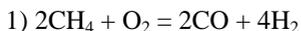
66. Опишите строение, свойства и применение двух наиболее распространённых аллотропных модификаций углерода – алмаза и графита. Чем обусловлено существование этих модификаций и различие их физических и химических свойств? Какая из этих модификаций более устойчива при стандартных условиях? Почему получение алмаза из графита проводят при высокой температуре под давлением?

67. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой образуются SO_2 , CO_2 и H_2O . Какие вещества образуются при взаимодействии углерода с азотной кислотой? Напишите уравнения реакций:



68. Определите энтальпию реакции горения метана. Какой объём природного газа, содержащего 95 % CH_4 , необходимо сжечь для получения одного миллиона кДж тепла?

69. Конверсия метана с целью получения CO и H_2 проводится тремя способами:



Вычислите энтальпию реакций. Укажите условия их проведения, способствующие образованию продуктов.

70. Если в воду, содержащую взвесь CaCO_3 , MgCO_3 или BaCO_3 пропускать углекислый газ, то вода становится прозрачной, но при нагревании снова становится мутной. Объясните это явление, напишите уравнения реакций.

71. К какому типу гидролиза относится гидролиз карбонатов щелочных металлов? Напишите уравнение и вычислите константу гидролиза K_2CO_3 . Вычислите степень его гидролиза в 0,1 М растворе и pH этого раствора.

72. Цианид калия – сильный яд, но при хранении на воздухе его токсическое действие постепенно ослабевает. Объясните, почему это происходит, и напишите уравнения соответствующих реакций.

73. Опишите распространённость алюминия в природе и приведите формулы наиболее известных алюминий содержащих минералов (корунд, боксит, нефелин, каолин, альбит, ортоклаз, анортит). Какое отношение к алюминию имеют драгоценные камни рубин и сапфир?

74. Опишите физические и химические свойства алюминия и его применение. Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

75. Как взаимодействует алюминий с разбавленной H_2SO_4 и концентрированной H_2SO_4 при нагревании? Напишите уравнения реакций, указав окислитель в каждой из них. Почему алюминий не взаимодействует с концентрированной серной кислотой при обычной температуре?

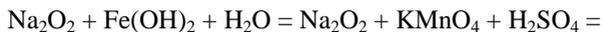
76. Напишите уравнения реакций алюминия с раствором NaOH с образованием тетрагидроксоалюмината и гексагидроксоалюмината натрия. Одинаковы или различны объёмы водорода, выделяющегося в этих реакциях при взаимодействии одного и того же количества алюминия?

77. Какой из растворов и почему нельзя кипятить в алюминиевой посуде: нитрат натрия, карбонат калия, хлорид калия, сульфат цинка?

78. Проведите термодинамические расчёты, доказывающие возможность использования натрия для металлотермического получения титана из $TiCl_4$. Какие другие металлы получают натрийтермическим восстановлением? Почему щелочные металлы не применяются для восстановления других металлов из водных растворов солей?

79. Какие соединения образуются при сгорании щелочных металлов в кислороде и как они взаимодействуют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций для лития, натрия, калия, рубидия и цезия.

80. Напишите продукты окислительно-восстановительных реакций с участием пероксида натрия и укажите чем является Na_2O_2 (восстановителем или окислителем?) в каждой из этих реакций:



81. Вычислите энергию Гиббса (при стандартных условиях) для реакций оксидов всех (кроме франция) щелочных металлов с водой:



Какой вывод можно сделать по результатам этих вычислений?

82. При взаимодействии с водой щелочного металла массой 5,75 г выделилось 2,8 л газа (н. у.). Какой металл взаимодействовал с водой?

83. В сосуд, содержащий 100 мл воды, поместили 4,6 г металлического натрия. Вычислите массовую долю NaOH в полученном растворе.

84. При взаимодействии одной тонны карбоната натрия с гашёной известью было получено 700 кг NaOH. Определите выход продукта.

85. Почему растворы гидроксидов натрия и калия, в особенности концентрированные, нельзя длительное время хранить в стеклянной посуде?

86. В каком объёме воды следует растворить 100 г KOH, чтобы получить 5%-й раствор щёлочи?

87. Какой объём воды необходимо прибавить к 1 кг 25%-го раствора гидроксида натрия, чтобы получить 10%-й раствор щёлочи?

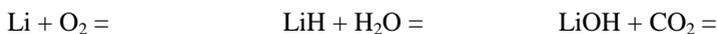
88. При помощи каких реакций и при каких условиях их проведения можно осуществить следующие превращения:



89. При помощи каких реакций и при каких условиях их проведения можно осуществить следующие превращения:



90. Напишите уравнения реакции с участием лития и его соединений:



91. Напишите уравнения реакции с участием натрия и его соединений:



92. Напишите уравнения реакции с участием калия и его соединений: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH(изб)} + \text{BeCl}_2 = \text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} =$

93. Напишите электронные формулы s-элементов второй группы. Как изменяются характеристики атомов и свойства элементов в ряду Be–Mg–Ca–Sr–Ba?

94. Опишите взаимодействия бериллия, магния, кальция, стронция и бария с кислородом и галогенами и отношение образующихся соединений к воде, кислотам и щелочам.

95. Опишите взаимодействия бериллия, магния, кальция, стронция и бария с водородом, азотом, серой и углеродом и отношение образующихся соединений к воде, кислотам и щелочам.

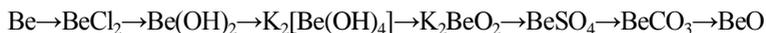
96. Чем отличается бериллий и его соединения от его аналогов и как это отличие объясняется? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

97. Как получают магний, и как этот металл взаимодействует с кислотами, щелочами и водой? Чем отличается его соединения от соединений его аналогов? Где применяются магний, его сплавы и его соединения?

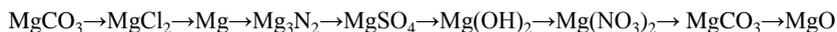
98. Почему человеку дают водную суспензию жжёной магнезии, если он нечаянно выпил раствор кислоты? Можно ли в таких случаях MgO заменить оксидом бериллия или оксидом бария?

99. Чему равно содержание кальция в земной коре, в состав каких минералов он входит и как его получают? Как этот металл взаимодействует с кислотами, щелочами и водой? Где применяется этот металл?

100. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений:



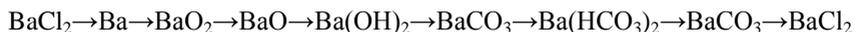
101. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений:



102. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений:



103. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений:



104. Приведите названия и символы всех d-элементов 4-го периода. Напишите их электронные формулы. Какие орбитали и электроны атомов этих элементов являются валентными?

105. Приведите названия и символы всех d-элементов 5-го периода. Напишите их электронные формулы. Какие орбитали и электроны атомов этих элементов являются валентными?

106. Как в ряду d-элементов 4-го периода изменяется высшая степень окисления и как это связано с электронным строением их атомов? Приведите примеры соединений этих элементов в высшей степени окисления.

107. Исходя из строения атомов ванадия, железа и циркония, определите максимальную валентность и максимальную степень окисления этих элементов. Приведите примеры соответствующих соединений.

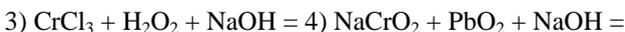
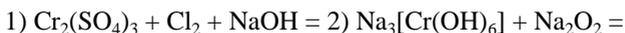
108. Как влияет степень окисления d-элемента на основно-кислотные свойства его оксидов и гидроксидов? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций оксидов и гидроксидов Cr(II), Cr(III) и Cr(VI), а также Mn(II), Mn(III), Mn(IV) и Mn(VII) с кислотами и щелочами.

109. Как взаимодействуют переходные металлы с кислотами? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

110. Как взаимодействуют переходные металлы с щелочами? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

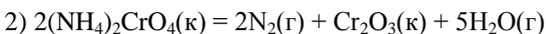
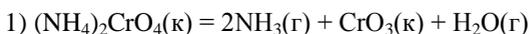
111. Почему переходные элементы образуют комплексные соединения? Приведите примеры комплексных соединений катионных, анионных, нейтральных и с комплексными катионами и анионами, в которых комплексообразователями являются d-элементы. Напишите названия соединений.

112. Напишите уравнения реакций окисления соединений хрома (III):



113. Молярная концентрация эквивалента дихромата калия в растворе равна 0,1 моль эк/л. Какой объём этого раствора потребуется для выделения йода из 100 мл 1М раствора KI, подкисленного серной кислотой?

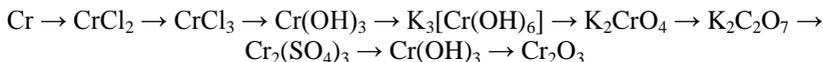
114. Рассчитайте, какой из процессов разложения хромата аммония термодинамически более вероятен:



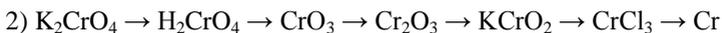
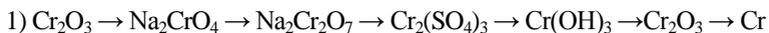
115. Напишите координационные формулы следующих соединений хрома: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{KCN}$, $\text{CrBr}_3 \cdot \text{KBr} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{CrCl}_3 \cdot 2\text{KCN} \cdot \text{NH}_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_2)_3 \cdot 2\text{NaI} \cdot \text{NaBr}$.

116. Напишите названия комплексных соединений хрома: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Br}_3$, $\text{K}[\text{Cr}(\text{CN})\text{Br}_3(\text{NH}_3)_2]$, $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{SO}_3)_3]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SO}_4)(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $[\text{CrCl}_3(\text{NH}_3)_3]$.

117. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующей цепочки превращений:



118. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений:



119. Опишите электронное строение атомов d-элементов VII группы, определите возможные степени окисления элементов в соединениях и укажите наиболее устойчивые.

120. Опишите физические свойства марганца, технеция и рения, положение в ряду напряжений, взаимодействие с кислородом, водородом, галогенами, водой, кислотами и щелочами. Приведите уравнения реакций.

121. Напишите формулы всех оксидов марганца и расположите их в ряд по увеличению степени окисления марганца. Как в этом ряду изменяются тип связи, строение и свойства оксидов?

122. Напишите уравнения реакций получения соединений шестивалентного марганца из солей марганца (II) и диоксида марганца (IV):



123. На основании строения атомов определите валентные возможности и степени окисления железа, кобальта и никеля в соединениях. Объясните, почему максимальная валентность железа равна VI, кобальта – V, а никеля – IV. Приведите примеры соединений во всех возможных степенях окисления.

124. Как называются комплексные соединения $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, как их получают и какое практическое значение они имеют?

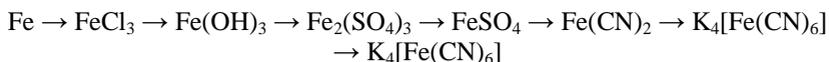
125. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления цепочки превращений:



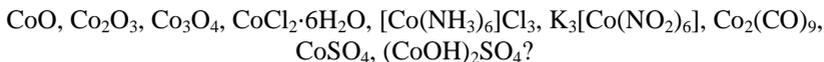
126. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления цепочки превращений:



127. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления цепочки превращений:



128. Опишите нахождение кобальта в природе, его получение, физические свойства и применение. Как называются соединения кобальта:



129. Опишите элементы подгруппы меди: строение атомов, положение в периодической системе, причину «провала» электрона.

130. Какое количество и какая масса меди содержится в малахитовой шкатулке массой 0,663 кг при условии, что она изготовлена из чистого малахита, несодержащего примесей?

131. До какой температуры надо нагревать оксид меди (II) для получения меди в отсутствие восстановителя и при использовании восстановителей: углерода и водорода? Ответ подтвердите термодинамическими расчётами.

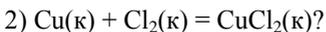
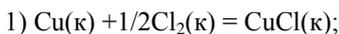
132. Рассчитайте, какая из реакций меди с кислородом более вероятна при стандартных условиях и какая – при 500 °С:



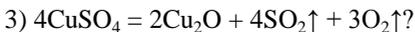
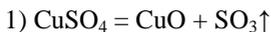
133. Напишите уравнения реакций меди с концентрированными серной и азотной кислотами. Какая масса меди потребуется для получения 10 л SO₂ по первой реакции и 10 л NO₂ – по второй?

134. Напишите в молекулярном и в ионном виде уравнения гидролиза CuCl₂ и CuSO₄, укажите тип гидролиза и среду растворов этих солей.

135. Какая из двух реакций меди с хлором термодинамически более вероятна при 25 оС и при 600 °С:



136. Какая из трёх реакций термолитизации сульфата меди термодинамически наиболее вероятна при 600 °С:

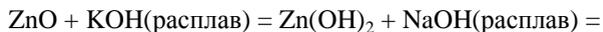


137. Напишите уравнения реакций цинка с серной кислотой с образованием водорода, сероводорода, оксида серы (IV) и серы. Укажите условия, которые обеспечивают преимущественное протекание каждой реакции.

138. Напишите уравнения реакций цинка с азотной кислотой: концентрированной (60 %), разбавленной (10–15 %) и очень разбавленной (0,1–1 %). Как изменяется полнота восстановления HNO_3 по мере её разбавления?

139. Напишите уравнения реакций цинка с щёлочью в расплаве и в растворе. Чем принципиально отличаются эти реакции?

140. Напишите уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерных свойствах ZnO и Zn(OH)_2 :



Задания для автоматизированного тестового контроля

1. Наибольшей восстановительной активностью обладает
 - Li
 - Be
 - B
 - S
2. Только окислительными свойствами обладает
 - бром
 - иод
 - фтор
 - хлор
3. В периоде слева направо увеличивается(-ются)
 - число валентных электронов в атомах
 - атомный радиус элементов
 - электроотрицательность элементов
 - кислотные свойства гидроксидов
4. В порядке возрастания неметаллических свойств элементы расположены в ряду
 - Cl, S, P, Si
 - B, C, O, F
 - O, N, C, B
 - C, Si, Ge, Sn
5. В ряду химических элементов бор – углерод – азот уменьшается
 - низшая степень окисления
 - радиус атома
 - высшая степень окисления
 - способность атома отдавать электроны
6. Наиболее сильные кислотные свойства проявляет водородное соединение
 - PH_3
 - NH_3
 - H_2O
 - H_2S
7. Наибольшей электроотрицательностью среди элементов IVA группы обладает
 - олово

- кремний
- германий
- углерод

8. Степень окисления серы в NaHSO_3 равна _____

9. Минимальную степень окисления хлор проявляет в соединении

- $\text{Ca}(\text{OCl})_2$
- NH_4Cl
- NaClO_2
- Cl_2

10. Степень окисления + 4 сера проявляет в соединении

- H_2S
- Na_2SO_3
- K_2SO_4
- SO_2

11. Степень окисления азота равна -3 в соединении

- NaNO_2
- N_2O_5
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- HNO_3

12. Степень окисления, равную $+6$, атом хрома имеет в соединении

- KCrO_2
- Cr_2S_3
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- CrCl_3

13. Азот проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений

- $\text{NH}_3, \text{HNO}_2$
- $\text{NH}_3, \text{N}_2\text{O}_3$
- $\text{HNO}_2, \text{Li}_3\text{N}$
- $\text{Mg}_3\text{N}_2, \text{NH}_3$

14. Степень окисления -3 фосфор проявляет в соединении

- PH_3
- H_3PO_4
- NaH_2PO_4
- P_2O_3

15. Одинаковую степень окисления фосфор имеет в соединениях

- H_3PO_4 и H_3PO_3
- Ca_3P_2 и H_3PO_3
- KH_2PO_4 и KPO_3
- P_4O_6 и P_4O_{10}

16. Отрицательная степень окисления у атома серы в соединении

- NaHS
- NaHSO_3
- SO_2
- H_2SO_4

17. В соединениях PH_3 , P_2O_5 , H_3PO_3 фосфор имеет степени окисления, соответственно равные

- +3; +5; -3
- 3; +3; +5
- +3; -5; -3
- 3; +5; +3

18. Химические соединения CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CH_3COONa относятся к

- оксидам
- основаниям
- солям
- кислотам

19. Только кислотные оксиды указаны в ряду

- CrO_3 , N_2O_3 , SiO_2
- N_2O_5 , P_2O_3 , CS_2O
- ZnO , CO_2 , N_2O
- CO , SiO_2 , SnO_2

20. Основные свойства проявляет высший оксид элемента

- серы
- углерода
- бария
- азота

21. Кислотный оксид может образовать

- стронций
- кальций
- магний
- марганец

22. К кислым солям не относится вещество, формула которого

- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- NaHS
- NaH_2PO_4
- NH_4Cl

23. Несолеобразующим оксидом является

- N_2O_3
- NO
- NO_2
- N_2O_5

24. Формулы только основных солей указаны в ряду

- $\text{KHCO}_3, \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, (\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
- $\text{CuCl}_2, \text{NaHSO}_3, (\text{AlOH})\text{Cl}_2$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{ZnS}, (\text{FeOH})\text{Cl}$
- $(\text{FeOH})\text{NO}_3, (\text{CuOH})_2\text{CO}_3, \text{MgOHCl}$

25. Оксиды металлов со степенью окисления +6 и выше являются

- несолеобразующими
- амфотерными
- кислотными
- основными

26. Высший оксид химического элемента с порядковым номером 16 относится к оксидам

- амфотерным
- несолеобразующим
- основным
- кислотным

27. Установите соответствие между названием вещества и его принадлежностью к соответствующему классу неорганических соединений

оксид кальция		несолеобразующий оксид
оксид углерода(II)		амфотерный оксид
оксид серы(IV)		основный оксид
оксид цинка		кислотный оксид

28. Установите соответствие между формулой соли и ее принадлежностью к определенной группе

NaHSO_4		основная
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$		кислая
ZnSO_4		средняя
$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$		двойная

29. Установите соответствие между названием вещества и классом неорганических соединений, к которому оно относится

гидрокарбонат натрия		кислая соль
гидроксид меди(II)		основание
сульфат хрома(III)-калия		двойная соль
сульфат хрома (III)		средняя соль

30. С водой при комнатной температуре реагируют:

- медь
- серебро
- ртуть
- алюминий
- натрий
- кальций
- барий
- литий

31. Наиболее сильные основные свойства проявляет гидроксид

- KOH
- NaOH
- LiOH
- RbOH

32. Простые вещества, расположены в порядке уменьшения металлических свойств в ряду

- Ba, Sr, Ca
- Be, Mg, Ca
- Li, Na, K
- Al, Mg, Na

33. Металлические свойства слабее всего выражены у

- натрия
- магния
- алюминия
- кальция

34. Пара веществ, между которыми происходит химическая реакция
- серебро и сульфат калия (р-р)
 - магний и хлорид олова (р-р)
 - цинк и хлорид калия (р-р)
 - серебро и сульфат меди (р-р)
35. Наибольший радиус имеет атом
- стронция
 - кальция
 - магния
 - бария
36. В ряду элементов алюминий – магний – натрий возрастает их
- атомный радиус
 - восстановительная способность
 - химическая активность
 - электроотрицательность
37. В порядке уменьшения восстановительных свойств металлы расположены в ряду
- Fe, Zn, Mg
 - Al, Na, K
 - Fe, Zn, Al
 - Al, Zn, Fe
38. Оксид с наиболее выраженными основными свойствами образует
- Be
 - Mg
 - Ba
 - Zn
39. Амфотерный гидроксид образует
- кальций
 - магний
 - барий
 - бериллий
40. В атомах щелочных металлов одинаковое число
- протонов и нейтронов
 - заполненных энергетических уровней
 - электронов на втором энергетическом уровне
 - валентных электронов

41. Основные свойства оксидов усиливаются в ряду

- $\text{Al}_2\text{O}_3, \text{MgO}, \text{Na}_2\text{O}$
- $\text{MgO}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Na}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{O}, \text{MgO}, \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Al}_2\text{O}_3, \text{Na}_2\text{O}, \text{MgO}$

42. В порядке усиления металлических свойств, химические элементы расположены в ряду

- Na, Mg, Al
- Ca, Mg, Be
- Al, Mg, Na
- Mg, Be, Ca

43. Металлические свойства усиливаются в ряду элементов

- барий – кальций – магний
- калий – натрий – литий
- литий – натрий – калий
- натрий – магний – алюминий

44. Для щелочных металлов характерна степень окисления _____

45. С неметаллами щелочные металлы образуют соединения с _____ связью

46. Амфотерные свойства проявляют кислородные соединения

- бериллия
- кальция
- бария
- магния

47. Установите соответствие между элементом и общей формулой его высшего хлорида

Sn		ЭС1_4
Al		ЭС1_2
Na		ЭС1
Mg		ЭС1_3

48. Установите соответствие между элементом и общей формулой его высшего хлорида

Mg		ЭС1
K		ЭС1_2
Ba		ЭС1_3
B		ЭС1_5

49. Установите соответствие между химическим элементом и формулой его гидроксида.

B		ЭОН
Si		$\text{H}_3\text{ЭO}_3$
Sr		Э(OH)_4
Rb		Э(OH)_2

50. Какой из металлов не вытесняет водород из разбавленной серной кислоты

- железо
- хром
- медь
- цинк

51. И для хрома, и для железа нехарактерна степень окисления, равная

- +4
- +2
- +6
- +3

52. Степень окисления хрома в его амфотерных соединениях равна

- +3
- +1
- +6
- +2

53. Хлорид железа(II) получают реакцией

- $\text{FeO} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

54. При взаимодействии хрома с соляной кислотой образуются

- CrCl_3 и H_2O
- CrCl_2 и H_2O
- CrCl_2 и H_2
- CrCl_3 и H_2

55. Реакции разбавленной азотной кислоты с медью соответствует уравнение

- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{CuO} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

- $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
 $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 = \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

56. Водород не вытесняется из кислот

- оловом
 свинцом
 серебром
 магнием

57. Медь растворяется в разбавленном водном растворе кислоты

- фтороводородной
 соляной
 азотной
 серной

58. Для меди характерны степени окисления

- +1
 +2
 +4
 +3

59. При нагревании медь реагирует с

- водородом
 разбавленной серной кислотой
 сероводородной кислотой
 концентрированной серной кислотой

60. При прокаливании $\text{Cr}(\text{OH})_3$ образуются вода и

- хром
 оксид хрома(III)
 оксид хрома(II)
 оксид хрома(IV)

61. Гидроксид железа (III) образуется при действии растворов щелочей на

- растворы солей железа(III)
 оксид железа(II)
 растворы солей железа(II)
 оксид железа(III)

62. Какую валентность имеет железо в соединении, которое образуется при его взаимодействии с соляной кислотой

- I
 II

- III
- IV

63. Медь не взаимодействует с

- разбавленной HCl
- концентрированной HNO₃
- разбавленной HNO₃
- концентрированной H₂SO₄

64. При нагревании гидроксида меди(II) образуются вода и

- Cu
- CuO
- Cu₂O
- CuOH

65. С щелочами не взаимодействуют гидроксиды

- Cr(OH)₃
- Zn(OH)₂
- Mg(OH)₂
- Fe(OH)₂
- Ca(OH)₂

66. При комнатной температуре хром взаимодействует с

- N₂
- H₂O
- H₂SO₄ (разб)
- HCl (разб)
- H₂

67. Кислотные свойства проявляет соединение

- PH₃
- CH₄
- H₂S
- NH₃

68. Химическая реакция возможна между

- Cu и HCl
- Ag и Mg(NO₃)₂
- Fe и Na₃PO₄
- Zn и FeCl₂

69. При сплавлении алюминия с гидроксидом натрия образуется
- Al_2O_3
 - AlH_3
 - $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 - NaAlO_2
70. При взаимодействии лития с водой образуется водород и
- гидроксид
 - гидрид
 - оксид
 - пероксид
71. С образованием щелочи с водой взаимодействует
- ртуть
 - барий
 - алюминий
 - цинк
72. Из приведенных ниже металлов наиболее активным является
- барий
 - бериллий
 - магний
 - кальций
73. При нагревании меди с концентрированной серной кислотой образуется
- оксид серы(VI)
 - оксид серы(IV)
 - водород
 - сероводород
74. Медь может вступать во взаимодействие с водным раствором
- нитрата цинка
 - хлорида кальция
 - азотной кислоты
 - гидроксида натрия
75. С каждым из перечисленных веществ: H_2S , KOH , Zn – взаимодействует
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - HCl
 - Na_2CO_3
 - ZnSO_4

76. При обычной температуре медь реагирует с

- кислородом
- водой
- азотной кислотой
- хлороводородной кислотой

77. Наиболее энергично реагирует с водой

- Ca
- Mg
- Al
- K

78. С водой без нагревания реагирует

- железо
- цинк
- медь
- литий

79. Продуктом реакции азота и кислорода при высокой температуре является

- NO₂
- N₂O₅
- N₂O
- NO

80. Как окислитель сера выступает в реакции с

- кислородом
- хлором
- бромом
- железом

81. В разбавленной серной кислоте растворяется

- Zn
- Cu
- Au
- Ag

82. Углерод выступает в качестве восстановителя в реакции с

- алюминием
- оксидом меди
- водородом
- кальцием

83. Водород проявляет свойства окислителя при взаимодействии с

- кальцием
- хлором
- кислородом
- азотом

84. Медь из сульфата меди (II) вытесняет

- Zn
- Ag
- Hg
- Au

85. Как водород, так и хлор взаимодействуют с

- металлическим кальцием
- гидроксидом кальция
- водой
- аммиаком

86. В результате реакции кальция с водой образуются

- Ca(OH)_2 и O_2
- Ca(OH)_2 и H_2
- CaO и H_2
- CaH_2 и O_2

87. Для растворения как меди, так и железа следует использовать

- разбавленную соляную кислоту
- концентрированную фосфорную кислоту
- разбавленную азотную кислоту
- раствор гидроксида калия

88. Алюминий может реагировать с

- хлоридом натрия
- гидроксидом натрия
- нитратом кальция
- сульфатом магния

89. При обычной температуре магний не взаимодействует с

- концентрированными H_2SO_4 и HNO_3
- водой в присутствии кислорода
- серой
- растворами щелочей
- разбавленными H_2SO_4 и HNO_3

90. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой образуются

- H₂O
- CH₄
- SO₂
- CO₂
- H₂S
- SO₃

91. Оксид кремния реагирует с

- магнием
- фосфорной кислотой
- водой
- фтороводородной кислотой
- карбонатом калия
- сульфатом меди

92. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$		$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$		$\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$
$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$		$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$		$\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

93. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$		$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$		$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$		$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$		$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

94. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$		KHSO_3
$\text{KOH} + \text{SO}_2 \text{ (изб)} \rightarrow$		KHSO_4
$\text{KOH} + \text{SO}_3 \text{ (изб)} \rightarrow$		$\text{K}_2\text{CO}_3 \text{ и } \text{H}_2\text{O}$
$\text{KOH} + \text{CO}_2 \text{ (изб)} \rightarrow$		KHCO_3

95. Характер реакции среды водного раствора аммиака
- слабнокислый
 - сильнокислый
 - щелочной
 - нейтральный
96. С раствором серной кислоты взаимодействует каждое из двух веществ
- хлорид бария и оксид углерода(IV)
 - медь и гидроксид калия
 - хлорид натрия и фосфорная кислота
 - магний и хлорид бария
97. Разбавленная серная кислота реагирует с каждым из двух веществ
- Ag и $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - Na_2SiO_3 и HNO_3
 - Fe_2O_3 и KNO_3
 - Fe и Al_2O_3
98. Разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ
- серой и магнием
 - гидроксидом калия и хлоридом калия
 - оксидом железа(II) и оксидом кремния(IV)
 - нитратом бария и гидроксидом меди(II)
99. Концентрированная азотная кислота при обычных условиях не взаимодействует с
- магнием
 - оксидом магния
 - железом
 - гидроксидом натрия
100. Гидроксид цинка реагирует с каждым веществом пары
- гидроксид натрия (р-р) и соляная кислота
 - сульфат кальция и оксид серы(VI)
 - сульфат бария и гидроксид железа(III)
 - вода и хлорид натрия
101. Гидроксид кальция реагирует с каждым из двух веществ
- HNO_3 и MgO
 - HCl и KOH
 - HCl и CO_2
 - BaCl_2 и NaOH

102. Гидроксид кальция не взаимодействует с

- ZnS
- HCl
- HNO₃
- CO₂

103. Раствор гидроксида натрия не взаимодействует с

- MgO
- HCl
- CO₂
- SO₂

104. Гидроксид натрия не реагирует с

- Ba(OH)₂
- Al(OH)₃
- H₂SO₄
- ZnO

105. Гидроксид калия реагирует с

- кислотой
- кислотой и щелочью
- водой
- щелочью

106. Нитрат кальция можно получить при взаимодействии

- гидроксида кальция и азотной кислоты
- фосфата кальция и нитрата натрия
- оксида кальция и нитрата бария
- карбоната кальция и нитрата калия

107. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с

- H₂SO₄
- NaOH
- CuO
- CO₂

108. Реакция нейтрализации происходит между

- гидроксидом кальция и азотной кислотой
- цинком и соляной кислотой
- гидроксидом натрия и сульфатом меди
- серной кислотой и хлоридом бария

109. В реакцию с оксидом цинка вступает каждое из двух веществ

- H_2 и H_2S
- O_2 и SO_3
- Na_2O и HCl
- CuO и NaCl

110. С гидроксидом калия реагирует каждое из двух веществ

- AlCl_3 и H_2S
- K_2SO_4 и MgO
- CaCO_3 и NH_3
- CuO и Ba(OH)_2

111. Ортофосфорная кислота реагирует с

- оксидом кальция
- нитратом натрия
- медью при нагревании
- оксидом серы(IV)
- гидроксидом калия
- азотной кислотой
- аммиаком

112. Разбавленная серная кислота может реагировать с

- SiO_2
- Zn(OH)_2
- Ag
- CH_4
- Fe_2O_3
- $\text{Ba(NO}_3)_2$

113. С гидроксидом натрия реагирует

- нитрат меди(II)
- хлор
- хлорид лития
- оксид серы(IV)
- оксид меди(II)
- сульфат натрия
- серная кислота

114. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{Ba(OH)}_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$		$\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$		$\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$		$\text{Ba(ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$		$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

115. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$		$\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$		$\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow$		$\text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$		$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

116. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$		$\text{MgSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Mg(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$		$\text{Mg(NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Mg(OH)}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow$		$\text{Mg(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$		$\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

117. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

$\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$		$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$		$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{NaOH} + \text{Si} \rightarrow$		$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \rightarrow$		$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$

118. Гидроксид натрия может реагировать с

- SiO_2
- CuSO_4
- Cu
- BaO
- NaNO_3
- Zn(OH)_2

119. При нагревании раствора гидрокарбоната кальция
() образуется только осадок

- изменяется окраска раствора
- образуется только газ
- образуются и газ, и осадок

120. Хлорид железа(II) реагирует с каждым из двух веществ

- CaO и CO₂
- Zn и AgNO₃
- HNO₃ и CO₂
- MgO и HCl

121. Карбонат калия в растворе не взаимодействует с

- азотной кислотой
- сульфатом натрия
- хлоридом меди(II)
- углекислым газом

122. В уравнении реакции $2 \text{AgNO}_3 = 2 \text{Ag} + 2\text{X} + \text{O}_2$ веществом X является

- оксид азота(II)
- оксид азота(IV)
- азот
- оксид азота(V)

123. С водными растворами хлороводорода, гидроксида бария и хлорида меди(II) реагирует

- Al₂(SO₄)₃
- K₂SO₃
- Na₂SO₄
- CaCO₃

124. С гидроксидом натрия, хлороводородной кислотой и хлоридом бария может реагировать

- (NH₄)₂CO₃
- Cr(OH)₃
- Zn
- CuSO₄

125. При действии избытка раствора гидроксида калия на раствор сульфата алюминия образуется

- K[Al(OH)₄]
- Al(OH)₃
- Al₂O₃
- KAlO₂

126. Раствор сульфата меди(II) реагирует с каждым из двух веществ

- HCl и H_2SiO_3
- H_2O и $Cu(OH)_2$
- O_2 и HNO_3
- NaOH и $BaCl_2$

127. Раствор сульфата меди(II) будет взаимодействовать с

- гидроксид калия (раствор)
- оксид алюминия
- железо
- соляная кислота
- фосфат натрия (раствор)
- оксид углерода(IV)
- нитрат бария (раствор)

128. Раствор карбоната натрия взаимодействует с

- K_2SO_4
- $CuSO_4$
- KOH
- CH_3COOH
- CO_2
- $Fe(OH)_3$

129. Продуктами разложения нитрата меди являются

- Cu
- O_2
- NO_2
- N_2O
- CuO
- NO

130. С образованием нитрита металла и кислорода разлагаются при нагревании

- нитрат калия
- нитрат цинка
- нитрат натрия
- нитрат ртути
- нитрат алюминия
- нитрат меди(II)

131. С образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода разлагаются при нагревании

- нитрат калия
- нитрат никеля
- нитрат цинка
- нитрат алюминия
- нитрат кальция
- нитрат натрия

132. Наиболее слабым электролитом является

- HCl
- HF
- HI
- HBr

133. Наиболее сильным электролитом является

- HNO₃
- H₃PO₄
- HF
- HCOOH

134. Одновременно не могут находиться в растворе ионы группы

- K⁺, H⁺, NO₃⁻, SO₄²⁻
- H₃O⁺, Ca²⁺, Cl⁻, NO₃⁻
- Ba²⁺, Ag⁺, OH⁻, F⁻
- Mg²⁺, H₃O⁺, Br⁻, Cl⁻

135. Одновременно не могут находиться в растворе все ионы ряда

- Ca²⁺, Li⁺, NO₃⁻, S²⁻
- Fe³⁺, Na⁺, NO₃⁻, SO₄²⁻
- Fe³⁺, K⁺, Cl⁻, SO₄²⁻
- Ba²⁺, Cu²⁺, OH⁻, F⁻

136. Гидроксид калия реагирует, образуя осадок, с

- NaCl
- CuCl₂
- BaCl₂
- NH₄Cl

137. При взаимодействии водных растворов хлорида кальция и карбоната натрия в осадок выпадает

- оксид кальция
- карбонат кальция
- гидроксид кальция
- гидрокарбонат кальция

138. Нерастворимая соль образуется при взаимодействии

- Ca(OH)_2 (р р) и CO_2
- HNO_3 (р р) и CuO
- HCl (р р) и $\text{Mg(NO}_3)_2$ (р р)
- KOH (р р) и H_3PO_4 (р р)

139. Сокращенное ионное уравнение $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe(OH)}_2$ соответствует взаимодействию веществ

- Ba(OH)_2 и FeCl_3
- FeSO_4 и LiOH
- $\text{Fe(NO}_3)_3$ и KOH
- Na_2S и $\text{Fe(NO}_3)_2$

140. Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2$ соответствует взаимодействию между

- CuO и NaOH (р-р)
- $\text{Cu(NO}_3)_2$ ((р-р) и Fe(OH)_3
- CuCl_2 (р-р) и Ca(OH)_2 (р-р)
- CuO и H_2O

141. Сокращенное ионное уравнение $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$ соответствует взаимодействию

- сульфата меди и сульфида аммония
- нитрата меди и сероводорода
- карбоната меди и сульфида аммония
- гидроксида меди и сероводорода

142. Сокращенное ионное уравнение $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$ соответствует взаимодействию

- гидроксида кальция и углекислого газа
- фосфата кальция и карбоната калия
- сульфида кальция и углекислого газа
- хлорида кальция и карбоната натрия

143. Сокращенное ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию

- азотной кислоты с карбонатом кальция
- сероводородной кислоты с карбонатом калия
- соляной кислоты с карбонатом калия (раствор)
- гидроксида кальция с оксидом углерода(IV)

144. Химической реакции между гидроксидом цинка и серной кислотой
 $\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

- $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{ZnSO}_4$
- $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}^{2+} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

145. Щелочную среду имеет раствор

- NaCl
- $\text{Pb(NO}_3)_2$
- NaNO₃
- Na₂CO₃

146. Нейтральную среду имеет раствор

- Na₂S
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- FeSO₄
- NaNO₃

147. Кислую среду имеет водный раствор

- KCl
- Na₂CO₃
- Na₃PO₄
- ZnSO₄

148. Кислую среду имеет водный раствор

- карбоната натрия
- хлорида меди
- нитрита калия
- сульфида калия

149. Щелочную среду имеет водный раствор

- хлорида аммония
- сульфата бария
- нитрата магния
- карбоната калия

150. Кислую реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей

- KCl и Na₂S
- NaNO₃ и Al₂(SO₄)₃
- Na₂CO₃ и CuBr₂
- FeCl₂ и NH₄Cl

151. Кислую среду имеет водный раствор

- нитрата алюминия
- карбоната калия
- нитрата натрия
- иодида калия

152. Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей

- CuSO_4 и Na_2SO_4
- K_2SiO_3 и Na_2CO_3
- FeCl_2 и NH_4Cl
- KCl и Na_2S

153. Щелочную среду имеет водный раствор

- нитрата бария
- сульфата железа(III)
- ацетата натрия
- нитрата алюминия

154. Щелочную среду имеет водный раствор

- сульфата калия
- хлорида меди
- хлорида аммония
- нитрита натрия

155. Гидролизу не подвергается соль

- AlCl_3
- CuCl_2
- NaCl
- Na_2CO_3

156. Гидролизу не подвергается соль

- силикат калия
- нитрат алюминия
- карбонат калия
- хлорид натрия

157. Среда водного раствора хлорида алюминия

- щелочная
- кислая
- слабощелочная
- нейтральная

Правильные ответы:

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
1.	1	31.	4
2.	3	32.	1
3.	1;3;4	33.	3
4.	2	34.	2
5.	1;2;4	35.	4
6.	4	36.	1;2;3
7.	4	37.	4
8.	4	38.	3
9.	2	39.	4
10.	2;4	40.	4
11.	3	41.	3
12.	3	42.	3
13.	4	43.	3
14.	1	44.	1
15.	3	45.	июнной
16.	1	46.	1
17.	4	47.	1-1;2-4;3-3;4-2
18.	3	48.	1-2;2-1;3-2;4-3
19.	1	49.	1-2;2-3;3-4;4-1
20.	3	50.	3
21.	4	51.	1
22.	4	52.	1
23.	2	53.	3
24.	4	54.	3
25.	3	55.	2
26.	4	56.	3
27.	1-3;2-1;3-4;4-2	57.	3
28.	1-2;2-1;3-3;4-4	58.	1;2
29.	1-1;2-2;3-3;4-4	59.	4
30.	5;6;7;8	60.	2

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
61.	1	92.	1-2;2-3;3-4;4-1
62.	2	93.	1-2;2-4;3-1;4-3
63.	1	94.	1-3;2-1;3-2;4-4
64.	2	95.	3
65.	3;4;5	96.	4
66.	3;4	97.	4
67.	3	98.	4
68.	4	99.	3
69.	4	100.	1
70.	1	101.	3
71.	2	102.	1
72.	1	103.	1
73.	2	104.	1
74.	3	105.	1
75.	1	106.	1
76.	3	107.	2
77.	4	108.	1
78.	4	109.	3
79.	1	110.	1
80.	4	111.	1;5;7
81.	1	112.	2;5;6
82.	2	113.	2;4;7
83.	1	114.	1-4;2-2;3-3;4-1
84.	1	115.	1-4;2-3;3-1;4-2
85.	1	116.	1-1;2-3;3-2;4-4
86.	2	117.	1-1;2-3;3-4;4-2
87.	3	118.	1;2;6
88.	2	119.	4
89.	3;4	120.	2
90.	1;3;4	121.	2
91.	1;4;5	122.	2

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
123.	2	141.	2
124.	1	142.	4
125.	1	143.	1
126.	4	144.	2
127.	1;3;5;6;7	145.	4
128.	2;4;5	146.	4
129.	2;3;5	147.	4
130.	1;3	148.	2
131.	2;3;4	149.	4
132.	2	150.	4
133.	1	151.	1
134.	3	152.	2
135.	4	153.	3
136.	2	154.	4
137.	2	155.	3
138.	1	156.	4
139.	2	157.	2
140.	3		

План написания реферата по теме:

«Общая характеристика *Элемента* и его соединений»

1. Распространенность в природе. Основные минералы.
2. Физико-химические свойства простого вещества.
3. Важнейшие соединения и их химические свойства:
 - а) оксиды;
 - б) гидроксиды (кислоты и основания);
 - в) соли;
 - г) комплексные соединения.
4. Применение.
5. Биологическая роль, токсикология.
6. Список литературы.

вариант	элемент	вариант	элемент	вариант	элемент
1.	Na	8.	S	15.	Mn
2.	K	9.	Se	16.	Fe
3.	Ca	10.	F	17.	Cu
4.	Mg	11.	Cl	18.	Zn
5.	N	12.	Br	19.	Cd
6.	P	13.	I	20.	Hg
7.	O	14.	Cr		

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для вузов. М.: Высшая школа, 1998. -558 с.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 2002.
3. Васильев В.П. Сборник вопросов, упражнений и задач. - М., 2003.
4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. - М.: Высшая школа, 1991. - 288с.

Дополнительная:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998. -743с.
2. Князев Д.А., Смарицын С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
3. Кульман А.Г. Общая химия. М.: Колос, 1979. - 528с.
4. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа 1994.
5. Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. - М.: Высшая школа, 1997.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Название	
	кислоты	соли
1	2	3
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HOBr	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HOCl	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	Дихромат
HI	Йодоводородная	Йодид
HOI	Йодноватистая	Гипойодит
HIO_3	Йодноватая	Йодат
HIO_4	Йодная	Перйодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводородная	Сульфид
HSCN	Роданистоводородная	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
H_2Se	Селеноводородная	Селенид
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат

2. Округлённые значения относительных атомных масс некоторых химических элементов.

Элемент	Символ	Ar	Элемент	Символ	Ar
Азот	N	14	Медь	Cu	64
Алюминий	Al	27	Молибден	Mo	96
Аргон	Ar	40	Мышьяк	As	75
Барий	Ba	137	Натрий	Na	23
Бериллий	Be	9	Неон	Ne	20
Бор	B	11	Никель	Ni	59
Бром	Br	80	Ниобий	Nb	93
Ванадий	V	51	Олово	Sn	119
Висмут	Bi	209	Платина	Pt	195
Водород	H	1	Ртуть	Hg	201
Вольфрам	W	184	Рубидий	Rb	85,5
Галлий	Ga	70	Свинец	Pb	207
Гафний	Hf	178,5	Селен	Se	79
Гелий	He	4	Сера	S	32
Германий	Ge	73	Серебро	Ag	108
Железо	Fe	56	Скандий	Sc	45
Золото	Au	197	Стронций	Sr	88
Индий	In	115	Сурьма	Sb	122
Йод	I	127	Таллий	Tl	204
Иттрий	Y	89	Тантал	Ta	181
Кадмий	Cd	112	Теллур	Te	128
Калий	K	39	Титан	Ti	48
Кальций	Ca	40	Углерод	C	12
Кислород	O	16	Уран	U	238
Кобальт	Co	59	Фосфор	P	31
Кремний	Si	28	Фтор	F	19
Криптон	Kr	84	Хлор	Cl	35,5
Ксенон	Xe	131	Хром	Cr	52
Лантан	La	139	Цезий	Cs	133
Литий	Li	7	Церий	Ce	140
Магний	Mg	24	Цинк	Zn	65
Марганец	Mn	55	Цирконий	Zr	91

3. Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величины	Единицы измерения	Обозначение
Количество вещества	моль	ν (ню) или n
Масса вещества	мг, г, кг	m
Молярная масса	г/моль, кг/моль	M
Молярный объём	л/моль, м ³ /моль	V_M
Объём вещества, раствора	л, м ³ , мл	V
Плотность вещества, раствора	г/мл, г/см ³ , кг/м ³	ρ (ро)
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r
Массовая доля растворенного вещества, элемента в соединении	безразмерная или %	ω (омега)
Выход вещества	безразмерная или %	η (эта)
Объёмная доля газа в смеси	безразмерная или %	φ (фи)
Постоянная Авогадро	N_A , моль ⁻¹	$6,02 \cdot 10^{23}$
Универсальная газовая постоянная	R , Дж/моль·К	8,314
Стандартный молярный объём идеального газа при н.у. (0 ⁰ С, 1 атм)	м ³ /моль	$22,4 \cdot 10^{-3}$
Нормальное атмосферное давление	P , Па	101325

4. Греческий алфавит

Α, α	альфа	Ν, ν	ню
Β, β	бета	Ξ, ξ	кси
Γ, γ	гамма	Ο, ο	омикрон
Δ, δ	дэльта	Π, π	пи
Ε, ε	эпсилон	Ρ, ρ	ро
Ζ, ζ	дзета	Σ, σ	сигма
Η, η	эта	Τ, τ	тау
Θ, θ	тэта	Υ, υ	ипсилон
Ι, ι	йота	Φ, φ	фи
Κ, κ	каппа	Χ, χ	хи
Λ, λ	ламбда	Ψ, ψ	пси
Μ, μ	ми	Ω, ω	омега

5. Латинский алфавит

A, a	а	N, n	эн
B, b	бэ	O, o	о
C, c	цэ	P, p	пэ
D, d	дэ	Q, q	ку
E, e	е	R, r	эр
F, f	эф	S, s	эс
G, g	жэ	T, t	тэ
H, h	аш	U, u	у
I, i	и	V, v	вэ
J, j	жи	W, w	дубль-вэ
K, k	ка	X, x	икс
L, l	эль	Y, y	игрек
M, m	эм	Z, z	зэт

Учебное издание

Чекин Геннадий Владимирович
Мартынова Елена Владимировна

Основы химии элементов

Издание второе

Редактор Лебедева Е.М.

Подписано к печати 04.09.2014 г. Формат 60x84 ¹/₁₆.

Бумага офсетная. Усл. п. л. 3,25. Тираж 100 экз. Изд. № 2446.

Издательство Брянской государственной сельскохозяйственной академии
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянская ГСХА