

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДАГЕСТАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Кафедра общей и биологической химии

УТВЕРЖДЕНО
на заседании кафедры

«27» августа 2019г.,

Протокол № 1
Заведующий кафедрой

Проф. Э. Р. Нагиев

**ФОНД
ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»**

Специальность (направление) подготовки: 33.05.01 – «Фармация»
Квалификация выпускника: провизор

ФОС составили: Бабаева Д. П., Гамзатова П. А., Магомедова К. М., Мехтиханов С. Д., Идрисова А. Х.,
кафедры «Общей и биологической химии»

ФОС рассмотрен и принят на заседании кафедры «Общей и биологической химии»

Протокол заседания кафедры от «27» августа 2019 г. № 1

Заведующий кафедрой

(Нагиев Э.Р.)

АКТУАЛЬНО на:

2019 / 2020 учебный год

20__ /20__ учебный год

20__ /20__ учебный год

КАРТА КОМПЕТЕНЦИЙ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ «Химия общая и неорганическая»

2. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ

Формируемые в процессе изучения учебной дисциплины компетенции:

Код компетенции	Название компетенции	Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции
Универсальные компетенции		
УК-1	Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, выработать стратегию действия	ИДук-1-1 Анализирует проблемную ситуацию как систему, выявляя ее составляющие и связи между ними.
Общепрофессиональные компетенции (ОПК)		
ОПК-1	Способен использовать основные биологические, физико-химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовление лекарственных препаратов	ИДопк-1-2 Применяют основные физико-химические и химические методы анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов

УРОВЕНЬ УСВОЕНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «Химия общая и неорганическая»

<i>Компетенции не освоены</i>	По результатам контрольных мероприятий получен результат менее 50%	Не получены ответы по базовым вопросам дисциплины
<i>Базовый уровень</i>	По результатам контрольных мероприятий получен результат 50-69%	Ответы на вопросы и решения поставленных задач недостаточно полные. Логика и последовательность в решении задач имеют нарушения. В ответах отсутствуют выводы.
<i>Средний уровень</i>	По результатам контрольных мероприятий получен результат 70-84%	Даются полные ответы на поставленные вопросы. Показано умение выделять причинно-следственные связи. При решении задач допущены незначительные ошибки, исправленные с помощью «наводящих» вопросов преподавателя.
<i>Продвинутый уровень</i>	По результатам контрольных мероприятий получен результат выше 85%	Ответы на поставленные вопросы полные, четкие, и развернутые. Решения задач логичны, доказательны и демонстрируют аналитические и творческие способности студента.

Контролируемые компетенции	Наименование раздела дисциплин	Оценочные средства
Текущий контроль		

УК-1 ОПК-1	Теоретические основы общей химии.	Практические задания Тесты Рефераты Контрольная работа № 1
УК-1 ОПК-1	Строение атома, ПСМ и химическая связь	Тесты Рефераты Контрольная работа №2
УК-1 ОПК-1	Энергетика химических реакций. Закон Гесса	Тесты Контрольная работа №3
УК-1 ОПК-1	Химическая кинетика. Химическое равновесие	Тесты Контрольная работа №4 Ситуационные задачи
УК-1 ОПК-1	Растворы. Растворимость твердых веществ, газов и жидкостей. Электролиты.	Тесты Ситуационные задачи Рефераты Коллоквиум №1, 2
УК-1 ОПК-1	ОВР	Тесты Рефераты Коллоквиум №3
УК-1 ОПК-1	Комплексные соединения.	Тесты Рефераты Коллоквиум №4
Промежуточный контроль		
	зачет	Устные собеседования по билетам

ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

1. Теоретические основы общей химии. (УК--1; ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

001. Какие из приведенных элементов образуют основные оксиды:

1. В
2. S
3. + Ba
4. + Cu

002. С помощью стеклянной трубки выдыхают углекислый газ в растворы. В каком из растворов будут изменения:

1. +KOH;
2. +NaOH;
3. +Ca (OH)₂;
4. HCl?

003. Вступают ли в реакцию следующие оксиды:

1. $+ZnO$;
2. $+P_2O_5$;
3. HgO ;
4. $+CrO_3$?

004. Какие вещества могут быть использованы для осушения газов хлора и оксида серы (VI):

1. $Ca(OH)_2$;
2. $NaOH$;
3. H_2SO_4 (конц.);
4. $+P_2O_5$?

005. Какие гидроксиды металлов можно получить растворением в воде соответствующих оксидов:

1. $Zn(OH)_2$;
2. $Fe(OH)_3$;
3. $+KOH$;
4. $Pb(OH)_2$?

006. Какие из приведенных кислот могут образовывать кислые соли:

1. $+H_3PO_4$;
2. CH_3COOH ;
3. $HCrO_3$;
4. $+H_3PO_3$?

007. Какая из солей угольной кислоты называется гидроксокарбонатом:

1. $+(CuOH)_2CO_3$;
2. $KHCO_3$;
3. $Ba(HCO_3)_2$;
4. $Pb(OH)_2 \cdot PbCO_3$?

008. Какие из гидроксидов можно отнести к амфотерным:

1. $+Zn(OH)_2$;
2. $Mg(OH)_2$;
3. $B(OH)_3$;
4. $+Sn(OH)_2$?

009. В реакции нейтрализации гидроксида натрия с ортофосфорной кислотой молярная масса эквивалента кислоты равна 40 г/моль. Какая соль при этом образуется:

1. Na_3PO_4 ;
2. NaH_2PO_4 ;
3. $+Na_2HPO_4$;
4. Na_3PO_3 ?

010. Какие из перечисленных элементов образуют кислотные оксиды:

1. Ag ;
2. $+Cl$;
3. $+S$;
4. $+B$?

011. С каким из оксидов реагирует соляная кислота:

1. SiO_2 ;
 2. SO_2 ;
 3. CO_2 ;
 4. $+\text{CuO}$?
012. Какие из гидроксидов обладают амфотерными свойствами:
1. $+\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 2. $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 3. $\text{B}(\text{OH})_3$;
 4. $+\text{Sn}(\text{OH})_2$?
013. Какие из приведенных гидроксидов могут образовывать основные соли:
1. KOH ;
 2. $+\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 3. NH_4OH ;
 4. $+\text{H}_3\text{CrO}_3$?
014. У каких солей заряд кислотного остатка равен -2 :
1. $\text{NH}_4 \text{MgPO}_4$;
 2. $+\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 3. $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
 4. $+\text{CaHAsO}_4$?
015. При написании какой формулы допущена ошибка:
1. $+(\text{AlOH})_3(\text{PO}_3)_4$;
 2. $\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$;
 3. $+\text{Al}(\text{OH})_2 \text{SO}_4$;
 4. AlOHCO_3 ?
016. Какой из приведенных гидроксидов растворим в воде:
1. $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 2. $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 3. $+\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 4. $\text{Be}(\text{OH})_2$?
017. Какие пары веществ могут одновременно находиться в растворе:
1. $+\text{KNO}_3$ и $\text{Na}_2 \text{HPO}_4$;
 2. AgNO_3 и KCl ;
 3. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ;
 4. H_3PO_4 и KOH ?
018. Каким из указанных веществ надо действовать на гидрофосфат калия, чтобы получить фосфат калия:
1. $+\text{KOH}$;
 2. H_2SO_4 ;
 3. HCl ;
 4. KCl ?
019. Какую реакцию среды покажет фенолфталеин на раствор содержащий 0,1 кг гидроксида натрия 40,1 кг серной кислоты:
1. кислую;
 2. нейтральную;

3. +щелочную;
 4. слабокислую?
020. С какими веществами взаимодействует р-р гидроксида калия:
1. $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 2. $+\text{CH}_3\text{COOH}$;
 3. $+\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 4. $+\text{Al}(\text{OH})_3$?
021. Прореагируют ли в водных растворах следующие вещества:
1. CaSO_3 и SO_2 ;
 2. NaHSO_4 и HNO_3 ;
 3. $+(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$ и HCl ;
 4. $+\text{Ca}(\text{HCO}_3)$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
022. Можно ли непосредственно из металлов в одну стадию получить:
1. $+\text{HgO}$;
 2. $+\text{Cu}_2\text{O}$;
 3. $+\text{Al}(\text{OH})_2$;
 4. $+\text{K}_2\text{ZnO}_2$?
023. Будет ли непосредственно взаимодействовать в водном растворе:
1. MgO и KOH ;
 2. $+\text{Ca}(\text{OH})_2$ и ZnO ;
 3. $+\text{Al}_2\text{O}_3$ и HCl ;
 4. $+\text{PbO}$ и NaOH ?
024. В каком из четырех сосудов вложенная лакмусовая бумага изменит свой цвет:
1. $+\text{NO}_2$;
 2. $+\text{NH}_3$;
 3. NO ;
 4. CO ?
025. С помощью каких веществ можно осушить углекислый газ:
1. NaOH ;
 2. $+\text{P}_2\text{O}_5$;
 3. $+\text{CaCl}_2$ (безв) ;
 4. $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
026. В какой из указанных реакций может быть получена основная соль:
1. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 2. $+\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$;
 3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$;
 4. $+\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3$
027. Можно ли прямым синтезом из оксида меди получить:
1. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;
 2. $+\text{CuCO}_3$;
 3. $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 4. $+\text{CuSO}_4$?
028. При написании какой формулы допущена ошибка:

1. $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$;
 2. $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$;
 3. $+(\text{AlOH})_2\text{CO}_3$?
029. Среди следующих оксидов несолеобразующими являются:
1. Cu_2O ;
 2. K_2O ;
 3. $+\text{N}_2\text{O}$;
 4. Cl_2O ?
030. Гидратами оксидов N_2O_3 , P_2O_3 , SO_2 , SO_3 являются соответственно кислоты:
1. HNO_2 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , H_2SO_3 ;
 2. HNO_3 , H_3PO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 ;
 3. HNO_3 , H_3PO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 ;
 4. $+\text{HNO}_3$, H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 ?
031. Ангидридами кислот H_2CO_3 , H_2SO_3 , HClO_4 , HClO являются соответственно оксиды:
1. CO_2 , SO_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_3 ;
 2. CO_2 , SO_2 , Cl_2O_7 , Cl_2O_3 ;
 3. CO , SO_2 , Cl_2O_3 , Cl_2O ;
 4. $+\text{CO}_2$, SO_2 , Cl_2O_7 , Cl_2O ?
032. Гидратами оксидов Na_2O , BaO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 являются соответственно:
1. NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_2$;
 2. $+\text{NaOH}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3AlO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 3. NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
 4. NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , H_2CrO_4 ?
033. Соли NaHSO_4 , KHS , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ имеют названия соответственно:
1. сульфат натрия, сульфид калия, карбонат кальция;
 2. гидросульфит натрия, гидросульфид калия, гидрокарбонат кальция;
 3. гидросульфат натрия, гидросульфит калия, гидрокарбонат кальция;
 4. $+\text{гидросульфат}$ натрия, гидросульфид калия, гидрокарбонат кальция ?
034. В каком ряду расположены формулы солей, имеющих следующие названия: гидрокарбонат аммония, гидрофосфат аммония, дигидрофосфат аммония, фосфат аммония:
1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$;
 2. NH_4CO_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;
 3. $+\text{NH}_4\text{HCO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$;
 4. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$?
035. Кислая соль, которая может быть образована гидроксидом железа и фосфорной кислоты – это:
1. $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$;
 2. $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
 3. FeHPO_4 ;
 4. $+\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$?
036. Соли $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ имеют следующие названия:
1. гидроксохлорид кальция, сульфат магния, гидрокарбонат меди;
 2. гидроксид кальция, гидроксосульфат магния, гидроксокарбонат меди (II);
 3. гидроксохлорид кальция, дигидроксосульфит магния, дигидроксокарбонат меди;

4. +гидроксохлорид кальция, гидроксосульфат магния, гидроксокарбонат меди(II) ?

037. Формула дигидроксофосфата железа(III) – это:

1. $+[Fe(OH)_2]_3 PO_4$;
2. $Fe(OH)_3(PO_4)_2$;
3. $Fe(H_2PO_4)_2$;
4. $Fe(H_2PO_4)_3$?

038. Основной солью является:

1. гидроксид висмута (III);
2. +дигидроксохлорид висмута(III);
3. +дигидроксофосфат кальция;
4. гидрокарбонат натрия ?

039. Какое из следующих веществ не является перекисью:

1. Na_2O_2 ;
2. H_2O_2 ;
3. $+KO_2$;
4. K_2O_2 ?

040. В каком ряду генетическая связь оксид \rightarrow гидроксид \rightarrow соль нарушается:

1. $K_2O \rightarrow KOH \rightarrow K_2SO_4$;
2. $+N_2O_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NaNO_3$;
3. $SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow CaSO_3$;
4. $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$?

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ

1. Что называется химическим эквивалентом?
2. Сформулируйте закон эквивалентов.
3. Как вычисляют эквиваленты элементов, оксидов, оснований, кислот, солей? Приведите примеры.
4. Определите эквивалент серы в соединениях: H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .
5. Что такое моль эквивалентов и молярная масса эквивалентов?
6. Вычислите молярные массы эквивалента следующих веществ в реакциях обмена: KOH , H_2S , H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, NH_4OH , $CuSO_4$. Составьте уравнения реакций.
7. Определите эквивалент двухвалентного металла, если 0,0977 г этого металла вытесняет 28 мл водорода при н.у.
8. При взаимодействии 0,5 г кальция с водородом образовалось 0,525 г гидрида кальция. Вычислите молярную массу эквивалента кальция и его эквивалент.
9. Вычислите молярную массу эквивалента металла, зная, что его хлорид содержит 79,78% хлора. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,5 г/моль.
10. 0,304 г. Магния вытеснили 0,28 л водорода из соляной кислоты. Вычислите эквивалент магния и молярную массу его эквивалента.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1 (УК-1; ОПК-1)

Задание 1. Используя характерные признаки, определите, к какому классу неорганических соединений относятся данные вещества и назовите их (табл.1)

Таблица 1

Варианты контрольного задания

Вариант	Соединения
1	$H_2CO_3, P_2O_5, CrOHCl_2, LiOH, Cr_2O_3, (CaOH)_2SO_4$
2	$NO_2, Bi(OH)_2NO_2, Mg(OH)_2, Na_2O, KCr(SO_4)_2, HPO_3$
3	$(CaOH)_2CO_3, HNO_3, TiO_2, AgCl, (MnOH)_2SO_4, H_2Mo_4$
4	$H_3PO_4, NaOH, K_2CrO_4, CuO, CsHCO_3, Pb(HSO)_2$
5	$SiO_2, Mn(OH)_2, CaHPO_4, NaCrO_2, B_2O_3, CuOHCl$
6	$HNO_2, BaOHCl, Zn(OH)_2, FeO, Na_2S_2O_2, Fe(AsO_2)_2$
7	$N_2O_5, Mg(HSO_4)_2, ZnOHCl, H_2SiO_3, K_2O, Ca(H_2PO_2)_2$
8	$CaI_2, Al(OH)_3, (CuOH)_2SO_4, H_2CrO_4, SO, Al(OH)_2Cl$
9	$Li_2O, NH_4Cl, P_5O_5, Be(OH)_2, CrOHCl_2, (NH_4)_2Cr_2O_7$
10	$Co(OH)_2, HClO_2, As_2O_5, (CuHCO)_2, MgO, AlBO_3$
11	$HBrO_3, Ca(HSO_3)_2, Cd(OH)_2, Fe_2O_3, KIO_3, Sb_2S_3$
12	$(NH_4)_2SO_4, Ti(OH)_2, FeO, H_2SO_4, AsO_3, CaOHCl$
13	$HClO_4, CdO, Bi(OH)_2NO_3, Zn(OH)_2, B_2O_3, HgCl_2$
14	$HMnO_4, Sb_2O_5, NH_4Cl, CuO, Be(OH)_2, Ti(H_2PO_3)_2$
15	$Ti(OH)_2, SO_3, Bi(OH)_2Cl, HF, Ca(HSO_3)_2, Ca(ClO_4)_2$

Задание 2. Определите химический характер оксидов и гидроксидов, подтвердив ответ реакциями (табл. 2).

Таблица 2

Варианты контрольного задания

Вариант	Оксиды	Гидроксиды
1	CaO	H_2SO_4
2	CO ₂	Al(OH) ₃
3	MnO	H_2SO_3
4	As ₂ O ₃	Zn(OH) ₂
5	Na ₂ O	HNO ₃
6	SO ₃	Pb(OH) ₂
7	MgO	HAsO ₃
8	P ₂ O ₅	Mn(OH) ₄
9	Li ₂ O	H_2CO_3
10	Cl ₂ O ₅	Ni(OH) ₂
11	PbO	HMnO ₄
12	P ₂ O ₅	Cu(OH) ₂
13	BeO	HClO ₃
14	ZnO	Mn(OH) ₄
15	Cr ₂ O ₃	H_2SO_4

Задание 3. Осуществите превращения: напишите соответствующие уравнения реакций, укажите условия осуществления процесса, дайте название соединениям (табл. 3).

Варианты контрольного задания

Вариант	Схемы превращений
1	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$
2	$Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag$
3	$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgCO_3$
4	$Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow K[Al(OH)_4]$
5	$BaCO_3 \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaOHCl \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$
6	$N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$
7	$Fe(OH)_2 \rightarrow FeOHCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeO$
8	$Ca \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaNO_2$
9	$CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSiO_3$
10	$Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_4 \rightarrow Mn(HSO_4)_2 \rightarrow MnSO_4 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnOHCl \rightarrow MnCl_2$

Продолжение табл. 3

11	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Na_2ZnO_2$
12	$P \rightarrow P_2O_3 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 \rightarrow K_3PO_4$
13	$CrO \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow NaCrO_2$
14	$Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow FeO \rightarrow Fe$
15	$Co(OH)_2 \rightarrow CoO \rightarrow CoCl_2 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow CoCl_2 \rightarrow Co$

Задание 4. Рассчитайте молярную массу эквивалентов элемента (M_3) в соединениях (табл. 4).

Таблица 4

Варианты контрольного задания

Вариант	Элемент	Соединения
1	S	$H_2S, H_2SO_4, SO_2, Na_2SO_3, SO,$
2	Mn	$MnO_2, H_2MnO_4, MnO, KMnO_4, Mn_2O_3$
3	P	$Na_3PO_4, P_2O_3, HPO_3, P_2O_5, H_3PO_2$
4	Fe	$Fe(OH)_3, FeO, KFeO_2, Fe_2O_3, Fe(OH)_2$
5	N	$HNO_2, N_2O_5, NO, N_2O, AgNO_3$
6	Cl	$KClO_4, Cl_2O_5, Cl_2O, HClO_2, KClO_3$
7	Cr	$CrO_3, Cr(OH)_3, Na_2CrO_4, K_2Cr_2O_7, Cr_2O_3$
8	Br	$KBr, Br_2O_3, HBrO_4, HOBr, Mg(BrO_3)_2$
9	I	$HIO_4, I_2O_5, NaIO_2, I_2O_7, KIO$
10	Se	$SeO_3, Se(OH)_2, H_2SeO_3, SeO_2, CaSeO_4$
11	As	$As_2S_3, NaAsO_3, As_2O_5, H_3AsO_4, KAsO_2$
12	B	$B_2O_3, Na_2B_4O_7, HBF_4, AlBO_3, HBO_2$
13	C	$CO, NaCN, CO_2, FeC, CuCO_3$

14	Cr	$CrO_3, H_2Cr_2O_7, Cr(OH)_3, K_2CrO_4, Cr_2O$
15	Mo	$MoO, MoO_2, H_2MoO_4, KMnO_4, Mn(OH)_3$

Задание 5. Рассчитайте молярные массы эквивалентов (M_3) следующих веществ, при условии, что в кислоте замещаются все атомы водорода, а у основания замещаются все группы (ОН-) (табл. 5).

Таблица 5

Варианты контрольного задания

Вариант	Соединения
1	$Al_2O_3, HNO_3, Cu(OH)_2, Na_2SO_4$

Продолжение табл. 5

2	$Bi(OH)_3, K_2Cr_2O_7, As_2O_5, H_2C_2O_4$
3	$CO_2, Ti(OH)_3, Al_2(SO_4)_3, H_2B_4O_7$
4	$NH_4OH, Cl_2O_5, Zn_3(AsO_3)_2, HNO_2$
5	$H_2S_2O_3, Ca(OH)_2, SO_2, KClO_4$
6	$Al(OH)_3, KN_3, As_2O_3, HClO_3$
7	$AlBO_3, H_2MoO_4, N_2O_5, Be(OH)_2$
8	$Cd(OH)_2, KCN, H_3AsO_4, WO_3$
9	$Cu(OH)_2, HOCl, B_2O_3, Mg(HPO_4)_2$
10	$NaOH, H_2SiO_4, MgO, CdWO_3$
11	$AgCl, K_2O, H_2SO_3, Zn(OH)_2$
12	$H_2SeO_3, CuO, Fe_2(SO_4)_3, Ba(OH)_2$
13	$HIO_2, CO, Na_2S, Pb(OH)_2$
14	$P_2O_5, MgMoO_4, Zn(OH)_2, HMnO_4$
15	$I_2O_7, Ag_3PO_4, H_2CO_3, Pb(OH)_2$

Задание 6. Решите задачи своего варианта (табл. 6).

Таблица 6

Варианты контрольного задания

Вариант	Условия
1	а) Определите молярную массу эквивалентов магния, если известно, что при сгорании 4,56 г его образуется 7,56 г оксида магния. б) В хлориде меди (II) содержится 47,26 % меди. Зная, что молярная масса эквивалентов хлора равен 35,46 моль, определите молярную массу эквивалентов меди в этом соединении.
2	а) Определите молярную массу эквивалентов серной кислоты, если известно, что 98,08 г ее реагируют с 24,32 г магния, молярная масса эквивалентов которого – 12,16 моль. б) При разложении нагреванием 0,2318 г оксида металла получено 0,2158 г металла. Определите молярную массу эквивалентов металла.

3	<p>а) На нейтрализацию 0,5358 г кислоты потребовалось 0,5 г щелочи, молярная масса эквивалентов которой равен 56,11 моль. Какова молярная масса эквивалентов кислоты?</p> <p>б) При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите молярную массу эквивалентов металла.</p>
---	--

Продолжение табл. 6

4	<p>а) Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,17 г одного из галогенов. Определите молярную массу эквивалентов галогена.</p> <p>б) Масса 1 л (дм³) кислорода равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, молярная масса эквивалентов которого равен 12 г/моль.</p>
5	<p>а) Определите молярные массы эквивалентов металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.</p> <p>б) При соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найдите молярную массу эквивалентов железа и его эквивалент, если известно, что молярная масса эквивалентов серы равна 16 г/моль.</p>
6	<p>а) Вычислите атомную массу двухвалентного металла и определите, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,68 л кислорода (н.у.).</p> <p>б) Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2 % (масс.) As, а другой 75,7% (масс.) As. Определите молярные массы эквивалентов мышьяка в обоих случаях.</p>
7	<p>а) 1 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и металла, зная, что молярная масса эквивалентов серы равна 16 г/моль.</p> <p>б) Определить массу гидросульфата натрия, образующегося при нейтрализации серной кислотой раствора, содержащего 8 г гидроксида натрия.</p>
8	<p>а) Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалентов металла и объем выделившегося водорода (н.у.).</p> <p>б) На восстановление 1,8 г оксида металла израсходовано 883 см³ водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалентов оксида и металла.</p>
9	<p>а) Некоторое количество металла, молярная масса эквивалентов которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.</p> <p>б) Молярная масса эквивалентов хлора равна 35,5 г/моль, молярная масса атомов меди равна 63,5 г/моль. Молярная масса эквивалентов хлорида меди равна 99,5 г/моль. Какова формула хлорида меди?</p>

10	<p>а) Некоторое количество металла, молярная масса эквивалентов которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 см³ водорода (н.у.). Определите массу металла.</p> <p>б) 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 дм³ водорода (н.у.). Определите молярный объем эквивалента водорода, зная, что молярная масса эквивалентов алюминия равна 8,99 г/моль.</p>
11	<p>а) При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,4 г соль. Вычислите молярные массы эквивалентов вещества и образовавшейся соли.</p> <p>б) Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалентов этого металла.</p>
12	<p>а) 1,6 г кальция и 2,61 г цинка вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Вычислить молярную массу эквивалентов цинка, зная, что молярная масса эквивалентов кальция равна 20 г/моль.</p> <p>б) В какой массе гидроксида натрия содержится тоже количество эквивалентов, что и в 140 г гидроксида калия?</p>
13	<p>а) Вычислите молярную массу эквивалентов металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 дм³ водорода (н.у.).</p> <p>б) Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалентов этого металла.</p>
14	<p>а) В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите молярную массу эквивалентов металла и его оксида.</p> <p>б) Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите молярную массу эквивалентов этого металла.</p>
15	<p>а) При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида.</p> <p>б) При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалентов металла.</p>

2. Строение атома ПСМ и химическая связь. (УК-1; ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

041. Определите заряд атома элемента V группы с массовым числом 74, 92

1. 42;
2. +33;
3. 74;
4. 75.

042. Сколько протонов и нейтронов входит в состав атома наиболее распространенного изотона свинца:

1. 82 и 82;
2. 82 и 125;
3. +82 и 126;
4. 82 и 207.

043. Укажите изоэлектронные ионы(т.е содержащие одинаковое число электронов):

1. Fe²⁺;

2. $+Mn^{2+}$;
3. Co^{3+} ;
4. $+Ne^{2+}$.

044. Какие из наборов квантовых чисел n, l, m_l электрона в атоме является разрешенными:

1. $+3, 1, -1$
2. $3, 1, 2$
3. $4, -2, 1$
4. $7, 0, 0$

045. Емкость подуровня определяется по формуле:

1. $2l+1$;
2. $+2(2l+1)$;
3. n^2 ;
4. $2n^2$.

046. Атомы каких из приведенных элементов является изобарами

1. $^{40}_{20}Ca$ и $^{42}_{20}Ca$;
2. $^{40}_{18}Ar$ и $^{40}_{19}K$;
3. $^{136}_{54}Xe$ и $^{138}_{56}Ba$

047. Какие частицы являются изоэлектронными:

1. $+Ca^{2+}$;
2. Si^{6+} ;
3. $+Ar$;
4. $+Cl^-$.

048. Какой подуровень в атомах – $3d$ или $3p$; $6s$ или $5d$ – заполняется раньше:

1. $3d$ и $6s$;
2. $+3p$ и $6s$;
3. $3d$ и $5d$;
4. $3p$ и $5d$.

049. Сколько свободных 3d – орбиталей в атоме хрома:

1. +0;
2. 1;
3. 2;
4. 3.

050. Какие из электронных конфигураций соответствуют возбужденным состояниям:

1.2S²;
2. ...3s²3d;
3. +.....4s² 3d²;
4. 1s² 2s² 2p⁶3p¹

051. Сколько изотопов у атома водорода:

1. 1;
2. 2;
3. + 3;
4. 4.

052. Какие значения всех квантовых чисел (n, l, ml, ms) возможен для валентного электрона атома калия:

1. 4, 1, -1, ½;
2. 4, 1, +1, +½;
3. 4, 0, 0, ½;
4. +5, 0, 0, +½.

053. Какой подуровень – 6s или 4f и 5p или 4d заполняется ранее:

1. 6s и 5p;
2. +6s и 4d;
3. 4f и 5p;
4. 4f и 4d.

054. Укажите заряды ядра атома у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии4 d² 5s²;

1. 22;
2. 24;
3. +40;

4. 72.

055. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии атома хрома;

1. $3d^6$;
2. $4s^2 4p^4$
3. $3d^4 4s^2$;
4. $+3d^5 4s^1$.

056. Сколько электронов находится на 5d подуровне атома золота:

1. 0;
2. 1;
3. 9;
4. +10?

057. У какого элемента на третьем энергетическом уровне расположено 10 электронов

1. K;
2. Co;
3. Ti;
4. +Cu?

058. Укажите, у какого элемента в каждой паре сильнее выражены металлические свойства: Li и Na; Cs и Ba; Ca и Zn:

1. Li; Ba; Ca;
2. Na; Cs; Zn;
3. +Na; Cs; Ca;
4. Na; Cs; Ba;
5. Li; Ba; Zn?

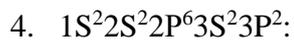
059. Сколько электронных пар у атома хлора:

1. 2;
2. 3;
3. 5;
4. +8?

060. Атомы каких элементов четвертого периода содержат наибольшее число неспаренных d-электронов:

1. +Cr;
2. +Mn;
3. Te;

4. Ni?
061. Наиболее тяжелой частицей среди указанных является:
1. протон;
 2. нейтрон;
 3. +атом дейтерия;
 4. атом протия?
062. Размер орбитали и электронных облаков характеризует:
1. главное квантовое число;
 2. +магнитное квантовое число;
 3. побочное квантовое число;
 4. спиновое квантовое число;
063. Геометрическую форму АО характеризует:
1. +главное квантовое число;
 2. побочное квантовое число;
 3. магнитное квантовое число;
 4. спиновое квантовое число;
064. Число нейтронов в ядре атома ^{39}K равно:
1. 19;
 2. +20;
 3. 39;
 4. 58?
065. Одинаковое число протонов и нейтронов содержится в атоме:
1. железа -56;
 2. йода-127;
 3. кобальта-59;
 4. +углерода-12;
066. Сульфид-иону соответствует электронная формула:
1. $+1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$;
 2. $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$;
 3. $1S^2 2S^2 2P^6$;



067. Электронная конфигурация $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$ соответствует иону :

1. Sc^{2+} ;
2. Al^{3+} ;
3. Cr^{3+} ;
4. $+Ca^{2+}$;

068. Число неспаренных электронов в атоме алюминия в основном состоянии

1. +1;
2. 2;
3. 3;
4. 0:

069. В ряду элементов Mg-Ca-Sr-Ba способность атомов отдавать электроны:

1. ослабевают;
2. +взрывает;
3. не изменяется;
4. изменяется периодически:

070. Наиболее сильные кислотные свойства проявляет водородное соединение:

1. H_2O ;
2. NH_3 ;
3. $+H_2S$;
4. PH_3 ;

071. В каком ряду простые вещества расположены в порядке уменьшения металлических свойств:

1. Li, Be, B, C;
2. Bi, Mg, Ca, Sr;
3. +N, O, F, Ne;
4. Na, Mg, Al, Si:

072. Легче всего присоединяет электроны атом:

1. серы,
2. +хлора,

3. селена,
4. брома:

073. Верны ли следующие суждения о щелочных металлах:

- А. Во всех соединениях они имеют степень окисления +1.
В. С неметаллами они образуют соединения с ионной связью.
1. верно только А.
 2. верно только В.
 3. + верны оба суждения.
 4. оба суждения неверны.

074. Распределение электронов по АО в основном состоянии атома определяется:

1. принципом Паулли;
2. правилом Хунда;
3. принципом наименьшей энергии;
4. +всем перечисленным:

075. В каком ряду указаны символы элементов соответственно S-; P-; D-; семейств?

1. H; He; Li;
2. Be; C; F;
3. H; Ba; Al;
4. +Mg; P; Cu;

076. В каком ряду указаны символы элементов, являющихся электронными аналогами?

1. Fe; Co; N;
2. +Cl; Br; I;
3. Os; Ir; Pt;
4. Ca; Sc; Tr;

077. Порядковый номер элемента является показателем:

1. Числа элементарных частиц в атоме;
2. Числа нуклонов в атоме;
3. Числа нейтронов в атоме;
4. +Числа протонов в атоме:

078. Периодичность в изменении свойств химических элементов является результатом:

1. Увеличения числа электронов в атомах;
2. Возрастания зарядов атомных ядер;
3. Увеличения атомных молекул;
4. +Периодичности в изменении электронных структур атомов.

079. Совокупность элементов, в атомах которых имеется одинаковое число электронных слоев, – это:

1. Группа;
2. +Период;
3. подгруппа;
4. электронное семейство.

080. Атомы некоторого элемента имеют на внешнем уровне 7 электронов. Правильной характеристикой этого элемента являются:

1. Элемент имеет порядковый номер 7;
2. Элемент расположен на 7 уровне;
3. Это d-элемент 7-ой группы;
4. +Это p-элемент 7-ой группы.

081. У атомов всех элементов главной подгруппы V-ой группы:

1. заполняется электронами пятый энергетический уровень;
2. на p-орбиталях внешнего уровня имеется 5 электронов;
3. +на s и p-орбиталях внешнего слоя всего 5 электронов;
4. заполняется электронами 5d-орбитали внешнего слоя.

082. Порядковый номер элемента, у которого валентные электроны имеют конфигурацию $4s^2 4p^4$ равен:

1. 12;
2. 22;
3. 18;
4. +34:

083. Атом некоторого элемента имеет в основном состоянии электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. В ПСЭ этот элемент размещен в:

1. IV периоде, I-ой группе, главной подгруппе;
2. III периоде, I-ой группе, побочной подгруппе;
3. +IV периоде, VI-ой группе, побочной подгруппы;
4. IV периоде, VI-ой группе, главной подгруппы.

084. Атом некоторого элемента имеет в основном состоянии следующую конфигурацию валентных электронов

$ns^{(n-1)}d^{10}np^4$. В ПСЭ этот элемент размещен в:

1. IV группе, главной подгруппе;
2. + VI группе, главной подгруппе;
3. V группе, побочной подгруппе;
4. VI группе, побочной подгруппе.

085. Правильным является утверждение, что формулу $\text{Э}_2\text{O}_7$ имеет:

1. все оксиды элементов седьмой группе
2. все оксиды элементов главной подгруппы VII группы
3. все оксиды элементов побочной подгруппы VII группы
4. +высшие оксида элементов VII группы (за исключение фтора)

086. Атомы хлора и марганца имеют:

1. одинаковое число электронных слоев
2. одинаковые радиусы
3. одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне
4. +одинаковую высшую валентность.

087. Сила притяжения валентных электронов к ядру атома уменьшается в ряду элементов:

1. Na, Mg, Al, Si
2. Rb, K, Na, Li
3. Sr, Ca, Mg, Be
4. +Li, Na, K, Rb.

088. В группе щелочных металлов при движении по группе сверху вниз их металлическая активность:

1. +увеличивается
2. изменяется немотонно
3. уменьшается
4. не изменяется

089. В порядке усиления металличности элементы расположены в ряду:

1. Ba, Sr, Ca, Mg

2. +C, Ge, Sn, Pb
3. K, Cu, Rb, Cs
4. Cu, Zn, Ga, Ge.

090. В порядке возрастания неметалличности элемента расположены в ряду:

1. F, Cl, Br, J
2. +Te, Sc, S, O
3. P, S, Cl, Ar.

091. Способность атомов отдавать электрон увеличивается в ряду:

1. H, Na, Rb, Ag
2. Si, Ge, As, Se
3. +N, P, As, Sb
4. Li, Be, B, C.

092. Способность атомов присоединять электроны увеличивается в ряду:

1. +Si, N, O, F
2. O, S, Se, Te
3. Li, Na, K, Rb.

093. В малых периодах и нечетных рядах больших периодов с увеличением порядкового номера элемента характер высших оксидов:

1. +изменяется от основного к кислотному
2. изменяется от кислотного к основному
3. изменяется немотонно
4. практически не изменяется.

094. В главных подгруппах сверху вниз происходят следующие изменения в характере высших оксидов:

1. основной характер ослабевает, кислотный усиливается
2. +основной характер усиливается, кислотный ослабевает
3. характер изменения различен в каждой подгруппе
4. характер изменения немотонный

095. Характер оксидов от основного к кислотному изменяется в ряду:

1. +Na₂O, MgO, SiO₃

2. Cl_2O_7 , SO_2 , P_2O_5 , NO_2
3. BaO , B_2O_3 , Al_2O_3 , MgO
4. CO_2 , B_2O_3 , Al_2O_3 , Li_2O .

096. Самой низкой энергией ионизации обладает:

1. Li;
2. Ba;
3. +Cs;
4. Na.

097. Какая из приведенных характеристик атомов используется для определения типа химической связи между ними?

1. валентность
2. степень окисления
3. радиус
4. +электроотрицательность

098. по мере увеличения разницы ЭО связанных атомов происходит:

1. уменьшение поляризации связи
2. усиление степени ковалентной связи
3. +увеличение степени ионности связи
4. уменьшение степени ионности связи

099. Химическая связь в молекуле воды:

1. ионная
2. ковалентная неполярная
3. водородная
4. +ковалентная полярная

100. Химическая связь в оксиде лития:

1. +ионная
2. ковалентная полярная
3. металлическая
4. ковалентная неполярная

101. Химическая связь в молекуле аммиака:

1. ионная
2. водородная
3. + ковалентная полярная
4. ковалентная неполярная

102. У какой молекулы дипольный момент равен нулю?

1. H_2O
2. NO_2
3. + CO_2
4. + CCl_2

103. Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму:
1. C
 2. +N
 3. +S
 4. +F
104. Укажите молекулу, у которой доля ионной связи максимальна.
1. +KCl
 2. CaCl₂
 3. GeCl₄
 4. GaCl₃
105. У каких из этих молекул состояние гибридизации – sp^3d^2
1. +SF₆
 2. XeF₄
 3. ClF₃
106. Формула вещества с ковалентной полярной связью – это:
1. Na₂O
 2. Cl₂
 3. +HCl
 4. CaCl₂
107. Соединение с ионной химической связью – это:
1. оксид серы (IV)
 2. оксид серы (VI)
 3. сероводород
 4. +фторид калия
108. Вещество с ковалентной неполярной связью – это:
1. +кислород
 2. сероводород
 3. кальций
 4. метан
109. Между атомами в молекуле фтороводорода имеется связь:
1. ионная
 2. +ковалентная
 3. водородная
 4. ковалентная, донорно-акцепторная
110. Наибольшую степень ионности имеет химическая связь в соединении:
1. +NaCl
 2. MgCl₂
 3. AlCl₃
 4. SiCl₄
111. В какой молекуле все межатомные связи являются ковалентными полярными:
1. H₂O₂
 2. C₂H₄
 3. C₂H₂

4. +CO₂
112. Виды химической связи в соединении HCOONa:
1. +ионная и ковалентная полярная
 2. ионная ковалентная неполярная
 3. ковалентная неполярная и водородная
 4. ковалентная полярная и водородная
113. Число электронов, участвующих в образовании химических связей, наибольшее в молекуле:
1. H₂O
 2. Cl₂
 3. H₂S
 4. +N₂
114. Какая связь наименее прочная?
1. металлическая
 2. ионная
 3. +водородная
 4. ковалентная
115. Химическая связь наиболее прочная в молекуле:
1. фтороводорода
 2. бромоводорода
 3. хлороводорода
 4. +йодоводорода
116. Прочность связи возрастает в ряду:
1. +SbH₃, AsH₃, PH₃, N H₃
 2. H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te
 3. CH₄, SiH₄, GeH₄, SnH₄
 4. Fe₂, Cl₂, Br₂, I₂
117. Кратность связи в молекуле азота равна:
1. 1
 2. 2
 3. +3
 4. 1,5
118. Двойные связи существуют в каждом соединении, входящем в группу:
1. N₂, CO₂
 2. C₂H₂, SO₂
 3. H₂S, C₂H₂
 4. +CO₂, C₂H₂
119. Максимальное число σ-связей, которые могут существовать между двумя атомами в молекуле равно:
1. +1
 2. 2
 3. 3
 4. 4

120. Тройные связи существуют в каждом соединении, входящем в группу:
1. $+C_2H_2, N_2$
 2. N_2, SO_2
 3. H_2S, C_2H_4
 4. CO_2, C_2H_4
121. Тройная связь между атомами включает:
1. 2 σ -связи и 1 π -связь
 2. 3 σ -связи
 3. 3 π -связи
 4. +1 σ -связь и 2 π -связи
122. Линейную формулу имеет молекула:
1. H_2O
 2. H_2S
 3. $+C_2H_2$
 4. OF_2
123. Молекулярную кристаллическую решетку в твердом состоянии имеют все вещества, расположенные в ряду:
1. кремний, хлорид калия, йод
 2. алмаз, «сухой лёд», цинк
 3. +фенол, глюкоза, вода
 4. оксид меди(II), медь, хлорид меди(II)
124. Укажите молекулу, в которой атом углерода координационно насыщен:
1. CO_2
 2. C_2H_4
 3. $+C_2H_6$
 4. C_6H_6
125. Сколько π -связей образовано в молекуле оксида углерода(II)?
1. 0
 2. +2
 3. 1
 4. 3
126. Каков тип гибридизации алюминия в ионе $[AlF_6]^{3-}$?
1. sp^3
 2. sp^3d
 3. $+sp^3d^2$
 4. sp^3d^3
127. Какова максимальная ковалентность азота?
1. 2
 2. 3
 3. +4
 4. 5
128. Какие из молекул и молекулярных ионов являются парамагнитными?
1. $+B_2$
 2. $+O_2$

3. F_2
129. Укажите соединение, у которых у центрального атома тип гибридизации sp^2 :
1. $+SO_2$
 2. $+CO_3^{2-}$
 3. ClF_3
 4. XeF_2
130. В какой молекуле доля ковалентной связи максимальна?
1. H_2S
 2. AlH_3
 3. NaH
 4. $+PH_3$
131. В каком из соединений связь наиболее полярна?
1. $+KF$
 2. BF_3
 3. SiF_4
 4. F_2
132. Укажите молекулу у которой дипольный момент равен нулю:
1. CO_2
 2. CS_2
 3. $+H_2S$
 4. $+PH_3$
133. Геометрия какой из перечисленных соединений тетраэдрическая?
1. SF_4
 2. $+NH_4$
 3. $+SO_4^{2-}$
 4. $+SiH_4$
134. Укажите у какого из элемента максимальная ковалентность меньше номера группы:
1. $+N$
 2. P
 3. As
 4. Sb
135. Какой из хлоридов имеет наиболее ионный характер связи?
1. $MgCl_2$
 2. $ZnCl_2$
 3. $HgCl_2$
 4. $+BaCl_2$
136. Какой валентный угол между связями в молекуле H_2O ?
1. 90°
 2. $+104^\circ$
 3. 109°
 4. 120°
137. Укажите, какие из частиц являются изоэлектронными:
1. $+CO$

2. NO
3. +N₂
4. +CN⁻

138. Свойства ионной связи:

1. +ненаправленность
2. +ненасыщаемость
3. +длина и энергия связи
4. кратность

139. Свойства ковалентной связи:

1. +направленность, насыщаемость
2. + длина и энергия связи
3. ненасыщаемость, ненаправленность
4. +кратность

140. Дипольный момент связи измеряется в:

1. джоулях
2. +дебаях
3. +кулонах*м
4. мегапикселях

141. Силы Ван-дер-Ваальса:

1. силы притяжения разноименно заряженных ионов
2. силы отталкивания одноименно заряженных атомов
3. +силы межмолекулярного притяжения

142. Валентность-это способность атомов данного элемента:

1. +присоединять определенное число других атомов
2. отдавать определенное число других атомов
3. и присоединять и отдавать определенное число электронов

143. Какие элементы имеют постоянную степень окисления +1?

1. H
2. +Li
3. +Rb
4. Ag
5. Cu

144. Чему равна степень окисления хлора в соединении Ca (ClO)₂?

1. (+2)
2. +(1)
3. (0)
4. (-1)
5. (-2)

145. Донорно - акцепторный – это:

1. тип ковалентной связи
2. тип ионной связи
3. +механизм образования ковалентной связи
4. механизм образования ионной связи

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2
(УК-1; ОПК-1)

Задание 1. Решите задачи своего варианта (табл. 1).

Таблица 1

Варианты контрольного задания

Вариант	Условия
1	1. Сокращенная электронная формула элемента изображена в виде: $\dots 4s^2 4p^2$. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для “последнего” электрона на внешнем электронном уровне.

Продолжение табл. 1

	<p>2. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7- и d^{12} – электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.</p> <p>3. У атомов, какого из элементов — хрома (Cr) или селена (Se) в большей степени выражены металлические свойства? При взаимодействии атомов хрома и селена какой из них проявляет восстановительные свойства?</p> <p>4. Объясните, у какого элемента – Cr или Se сильнее выражены металлические свойства.</p> <p>5. Объясните, что определяет межъядерное расстояние. Почему при сближении атомов их ядра не сливаются?</p> <p>6. Молекула CO_2 имеет нулевое значение дипольного момента. Предложите структурно-графическую формулу углекислого газа. Чем объяснить, что у структуры $COCl_2$ величина дипольного момента отлична от нуля?</p> <p>7. Чем характеризуется внутреннее строение кристаллов?</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 10, 37? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
--	---

2	<p>1. Сокращенная электронная формула элемента изображена в виде: ...3d⁸. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для 8-го электрона на d-подуровне.</p> <p>2. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторых элементов имеют следующие значения: n=4, l=0, m_l=0, m_s= ± 1/2. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и определите, сколько свободных 3d-орбиталей содержит каждый из них.</p> <p>3. Назовите элементы, отрицательные ионы которых имеют следующие электронные конфигурации: 1S²2S²2p⁶ (Э¹⁻), 1S²2S²2p⁶ (Э²⁻); 1S²2S²2p⁶3S²3p⁶ (Э³⁻); [Ar] 3d¹⁰4S²4p⁶ (Э³⁻).?</p> <p>4. Расположите оксиды в порядке возрастания их кислотных свойств: MgO, Al₂O₃, N₂O₅, B₂O₃, CO₂. Ответ поясните.</p> <p>5. Почему использование гибридных орбиталей предпочтительнее, чем обычных (негибритизованных) при образовании химической связи?</p> <p>6. Составьте энергетическую диаграмму молекулы HF. Почему возможно образование молекулярной орбитали за счет атомных орбиталей с разным значением главного квантового числа?</p>
---	--

Продолжение табл. 1

	<p>7. В чем заключается явление анизотропии, характерное для кристаллов?</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла CH₄ от структуры кристаллов H₂ и САЛМАЗ? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?</p>
3	<p>1. Напишите полную электронную формулу элемента церия 58Ce.</p> <p>2. Объясните исходя из электронного строения атомов, каков физический смысл номера периода и номера группы. Напишите электронные формулы атомов следующих элементов: а) калия, б) мышьяка, в) марганца. Какими химическими свойствами обладают данные атомы.</p> <p>3. Почему кислород и сера, имея в наружном слое одинаковое число электронов, проявляют разную валентность?</p> <p>4. У атомов элементов IV -подгруппы (С, Si, Ge, Sn, Pb) наблюдается явление «провала» электрона. Запишите общую сокращенную электронную формулу атомов этих элементов без «провала» и с «провалом» электрона; чем обусловлен этот эффект?</p> <p>5. Чем отличается ионная связь от ковалентной? Приведите примеры соединений с такими связями.</p> <p>6. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы фтора по методу молекулярных орбиталей (ММО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях? Чему равен порядок связи в этой молекуле?</p> <p>7. Какой тип кристаллической решетки имеет самое твердое природное вещество?</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла MgCl₂ от структуры кристаллов Mg и Cl₂? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?</p>

4	<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите полную электронную формулу и нарисуйте орбитальную диаграмму для элемента ${}_{19}\text{K}$. Запишите набор квантовых чисел для последнего (наиболее далекого от ядра) электрона этого элемента. 2. Дайте определение энергии ионизации атома. В каких единицах она измеряется? Как можно объяснить тот факт, что энергия ионизации у бериллия больше, чем у бора? 3. Может ли и почему азот быть окислителем по отношению к хлору? 4. Расположите элементы в порядке возрастания их неметаллических свойств: олово, кислород, сера, теллур, селен. Ответ поясните.
---	---

Продолжение табл. 1

	<ol style="list-style-type: none"> 5. Существует ли аналогия в строении молекул H_2O и H_2S, PH_3 и NH_3, LiCl и HCl? Ответ обоснуйте. 6. Объясните донорно-акцепторный механизм ковалентной связи на примере образования иона фосфония $[\text{PH}_4]^+$. 7. Назовите типы кристаллических решеток. Чем характеризуется каждый тип? 8. Чем отличается структура кристалла CuI_2 от структуры кристаллов Cu и I_2? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?
5	<ol style="list-style-type: none"> 1. В каком элементе при его образовании из субатомных частиц последним свое место в электронной оболочке займет электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 3$, $l = 2$, $m = \square$ 1, $s = 1/2$? Напишите полную электронную формулу для этого элемента. 2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 18. Покажите распределение элементов этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов? 3. Напишите электронные конфигурации ионов Ba^{2+} и La^{3+}. Почему атомы элементов бария и лантана являются сильными восстановителями? 4. Объясните, у какого элемента – Ba или Ca сильнее выражены металлические свойства. 5. Какие из двух элементов образуют соединения с преобладанием ионной или ковалентной связей: а) рубидий с фтором; б) водород с фтором; в) водород с углеродом? 6. Почему H_2O и HF, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги? 7. Какие физические свойства характерны для веществ с молекулярной кристаллической решеткой? 8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 32, 36? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?

6	<p>1. Для какого элемента “последним” в электронной оболочке будет электрон с таким набором квантовых чисел: $n=4$, $l=1$, $m=1$, $s=1/2$? Напишите полную электронную формулу для этого элемента. Сколько у него неспаренных электронов?</p> <p>2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 14 и 40. Сколько свободных 3d-орбиталей у атомов последнего элемента?</p>
---	--

Продолжение табл. 1

	<p>3. Напишите краткую электронную конфигурацию атомов кремния (Si) и свинца (Pb). Являются ли они аналогами электронной структуры и, какие свойства проявляют?</p> <p>4. Почему в VII группе ПСЭ объединены атомы элементов неметаллов — галогенов (А-подгруппа) и атомы элементов с характерными металлическими свойствами (В-подгруппа)?</p> <p>5. В молекулах CO, CO_2, HBr, Br_2 связь полярная или неполярная? Объясните.</p> <p>6. Какая из частиц в ряду Be^{+2} - Be_2 - Be^{-2} наиболее устойчива? Каков порядок связи в этих частицах?</p> <p>7. . Какие виды агрегатного состояния веществ существуют? Охарактеризуйте их свойства.</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 11, 33? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
7	<p>1. Для какого элемента “последним” в электронной оболочке будет электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 2$, $l = 1$, $m = 0$, $s = \square 1/2$? Напишите полную электронную формулу. Почему этот элемент не может быть благородным? Какой подуровень не заполнен по сравнению с ближайшим благородным элементом? Какой благородный элемент ближайший по электронному строению?</p> <p>2. Какую информацию дает электронная формула элемента? Запишите электронную формулу и представьте графическую формулу валентных орбиталей атома азота. Определите основные химические свойства этого элемента.</p> <p>3. Напишите электронные конфигурации ионов Se^{2-} и Se^{6+}. Почему для селена характерны как окислительные, так и восстановительные свойства?</p> <p>4. Почему атомы типичных металлов (приведите примеры) обладают малыми значениями первой энергии ионизации?</p> <p>5. Почему в галогенидах щелочных металлов формируется ионная связь?</p> <p>6. Как МВС объясняет угловое строение молекулы H_2S и линейное молекулы CO_2?</p> <p>7. Охарактеризуйте свойства газообразных веществ.</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 18, 30? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>

Продолжение табл. 1

8	<p>1. Объясните принципы и правила, определяющие последовательность заполнения атомных орбиталей электронами. Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 29.</p> <p>2. Что характеризует относительная электроотрицательность элемента?</p>
---	---

	<p>Исходя из величин электроотрицательности, укажите, как в приведенном ряду F, Cl, Br, I изменяется способность атомов принимать электроны.</p> <p>3. Какой из атомов — хлор или йод является окислителем при образовании молекулы ICl из атомов? У какого из этих атомов, сильнее выражена способность притягивать к себе электроны?</p> <p>4. Атомы какого из элементов VIIA-подгруппы в большей степени проявляют восстановительные свойства по отношению к фтору?</p> <p>5. Ковалентный или ионный тип связи характерен для следующих соединений: NaJ, SO_2, KF, CO_2?</p> <p>6. Как МВС объясняет линейное строение молекулы $BeCl_2$ и тетраэдрическое CH_4?</p> <p>7. Охарактеризуйте свойства твердого тела.</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 1, 3? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
9	<p>1. Что характеризуют квантовые числа? Каково соотношение между ними? Комбинация, каких атомных орбиталей, и в каком количестве возможна для главного квантового числа равного 2?</p> <p>2. Что понимают под возбужденным состоянием атома? Напишите электронные формулы атома фосфора, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях. Представьте графические электронные формулы для этих двух состояний.</p> <p>3. На основании электронного строения атома брома (Br) определите число электронов, которые могут принимать участие в процессе окисления и восстановления этого атома. Приведите примеры атомов элементов VA - подгруппы окислителей и восстановителей по отношению к бром.</p> <p>4. Магний или алюминий является более сильным восстановителем? Соответствует ли это большему значению первой энергии ионизации магния (7,6 эВ) по сравнению с алюминием (6,0 эВ).</p> <p>5. Почему при растворении HCl в воде образуются ионы, хотя связь в молекуле не ионная?</p> <p>6. Что такое электрический момент диполя? Какая из молекул HCl, HBr, HJ имеет наибольший момент диполя? Почему?</p>

Продолжение табл. 1

	<p>7. Дайте характеристику аморфным и кристаллическим веществам. В чем их сходство и отличие?</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла $NaCl$ от структуры кристаллов Na и Cl_2? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?</p>
10	<p>1. Как зависит энергия электрона от орбитального квантового числа в многоэлектронном атоме при постоянном значении главного квантового числа? Какой из подуровней 3d или 4s будет заполняться электронами раньше?</p> <p>2. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d? Почему?</p> <p>3. Назовите элементы, положительные ионы которых имеют следующие электронные конфигурации: $1S^0$ (Э^{2+}); $1S^22S^0$ (Э^{2+}), $1S^22S^02p^0$ (Э^{3+}); $1S^22S^22p^0$</p>

	<p>(O^{2+}); $1\text{S}^22\text{S}^22\text{p}^6 (\text{O}^{4+})$.</p> <p>4. Запишите электронную конфигурацию двухзарядного положительного иона марганца (Mn^{2+}) и четырехзарядного (Mn^{4+}). Как соотносятся энергии ионизации у этих ионов и их ионные радиусы?</p> <p>5. Почему в металлах химическая связь делокализована?</p> <p>6. Какие типы гибридизации АО углерода соответствуют образованию молекул CH_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2?</p> <p>7. Чем объясняется различие в электропроводимости твердых тел?</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 7, 53? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
11	<p>1. Определите последовательность заполнения электронных подуровней, если $l+n=5$. Что понимают под атомной орбиталью?</p> <p>2. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами: 42, 20. Указать валентные электроны.</p> <p>3. Запишите электронную конфигурацию двухзарядного отрицательного иона селена (Se^{2-}). Изменяется ли и как радиус отрицательного иона селена по сравнению с нейтральным атомом селена?</p> <p>4. Что понимают под процессом ионизации данного атома? Затрачивается или поглощается энергия при образовании положительных ионов? Приведите примеры.</p> <p>5. В молекулах SO_2 и SO_3 атом серы находится в состоянии sp^2-гибридизации. Полярны ли эти молекулы? Какова их пространственная структура?</p>

Продолжение табл. 1

	<p>6. Какая химическая связь называется ионной? Чем определяется величина положительной валентности элементов, участвующих в образовании ионной связи?</p> <p>7. Укажите химические связи в каждом из следующих кристаллов: вода, хлорид кальция.</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла H_2S от структуры кристаллов H_2 и S? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?</p>
12	<p>1. Напишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра 10, 15, 35. Какой смысл вкладывают в понятие s-, p-, d- электронных облаков. Как изобразить их графически?</p> <p>2. Как изменяется энергия ионизации в периоде и группе? Энергия ионизации $E(\text{Cs}) = 375$, $E(\text{Au}) = 888$ кДж/моль; их атомы содержат по одному электрону на внешнем энергетическом уровне. Чем объясняется значительное различие в энергиях ионизации?</p> <p>3. Увеличиваются или уменьшаются значения энергии сродства к электрону у атомов элементов VIIA - подгруппы от фтора к астату?</p> <p>4. Запишите электронную конфигурацию атомов элементов № 24 и № 34. Почему они расположены в одном периоде (каком?) и одной группе (какой?)?</p>

	<p>5. Перечислите основные положения ММО. Напишите электронную формулу молекулы азота и определите в ней порядок связи.</p> <p>6. Как влияет водородная связь на температуру кипения и плавления?</p> <p>7. Какие физические свойства характерны для веществ с атомной кристаллической решеткой?</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 40, 2? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
13	<p>1. Приведите графическую электронную формулу атома железа. Как располагаются d-электроны в атоме железа? Объясните порядок заполнения d-орбиталей.</p> <p>2. Какие элементы называются электронными аналогами? Перечислите электронные аналоги в шестой группе периодической системы элементов. Какой общей электронной формулой можно описать конфигурацию внешнего электронного слоя халькогенов?</p>

Продолжение табл. 1

	<p>3. Укажите номер подгруппы атомов элементов, у которых электронная конфигурация внешнего уровня и незавершенного предвнешнего подуровня $(n-1)d^{10}nS^2$.</p> <p>4. Каким элементом s, p, d или f является лантан (La)? Ответ объясните.</p> <p>5. Молекула BF_3 имеет плоскостную структуру, а NF_3 - объемную (пирамидальную). В чем причина различия в строении молекул?</p> <p>6. Приведите примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.</p> <p>7. Какие физические свойства характерны для веществ с металлической кристаллической решеткой?</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла SiF от структуры кристаллов Si и F_2? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это влияет на их свойства?</p>
14	<p>1. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d-, f-орбитали данного энергетического уровня? Почему?</p> <p>2. Что понимают под атомным радиусом? Как изменяются атомные радиусы элементов в периодах и группах? Можно ли определять атомные радиусы элементов в периодах и группах? Можно ли определять атомные радиусы хлора, азота, серы по межъядерным расстояниям в молекулах Cl_2, HCl, N_2, N_2H_4, S_8?</p> <p>3. Объясните, какая из двух электронных конфигураций атома бора (B): первая — $1S^22S^12p^2$ или вторая — $1S^22S^12p^2$ соответствует основному состоянию? Покажите графически распределение электронов по атомным орбиталям.</p> <p>4. Назовите номер периода ПСЭ, в котором располагаются элементы с 4d-формирующими электронами. Каково общее число 4d-элементов?</p> <p>5. Что называется диполем, дипольным моментом? Что характеризует величина дипольного момента?</p> <p>6. Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле NH_3 и в ионе NH_4^+.</p> <p>7. Укажите химические связи в каждом из следующих кристаллов: йод, графит, алюминий и серная кислота.</p> <p>8. Чем отличается структура кристалла LiN_3 от структуры кристаллов Li и N_2? Какие виды связей существуют в кристаллах этих веществ? Как это</p>

	влияет на их свойства?
15	1. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5S или 4p? Почему?

Окончание табл. 1

	<p>2. Назовите элементы и укажите число неспаренных электронов в атомах, имеющих следующие электронные конфигурации:</p> <p>а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;</p> <p>б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;</p> <p>в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$;</p> <p>3. Перечислите элементы, атомы которых завершают формирование K- и L-оболочек. К какой подгруппе и почему относятся эти элементы?</p> <p>4. Назовите элемент, атомы которого на энергетическом уровне с $n=5$ имеют девять электронов. Перечислите аналоги электронной структуры этого элемента.</p> <p>5. Изобразите перекрывание электронных орбиталей у молекул F_2, HF, H_2S, PH_3. Какую форму должна иметь молекула PH_3?</p> <p>6. Какую ковалентную связь называют δ -, π -, σ-связью? Как метод ВС объясняет строение молекулы азота?</p> <p>7. . Укажите химические связи в каждом из следующих кристаллов: аргон, кремний.</p> <p>8. Какой тип кристаллической решетки характерен для твердых простых веществ, образованных элементами с порядковым номером 6, 82? Какие связи имеются в этих кристаллах, и какие свойства характерны для них?</p>
--	---

Задание 2. Охарактеризуйте свойства представленных элементов, исходя из положения в периодической системе по плану согласно своему варианту (табл. 2).

Таблица 2

Исходные данные

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Порядковый номер элемента	15	13	53	82	7	12	28	22	17	42	24	47	30	14	16
	25	6	74	27	26	29	32	50	51	33	48	5	20	38	40

3. Энергетика химических реакций... Закон Гесса (УК-1,ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

146. Классификация систем по характеру взаимодействия с окружающей средой:

1. закрытые, открытые, равновесные
2. открытые, изолированные, неравновесные
3. изолированные, свободные, открытые
4. +открытые, закрытые, изолированные

147. Системы отличаются друг от друга по признакам:

1. по количеству фаз и давлению
2. по характеру обмена внутри системы и объему
3. +по характеру обмена с окружающей средой и по количеству фаз
4. по энергетическому состоянию и объему!

148. По количеству фаз системы классифицируют на:

1. +гомогенные и гетерогенные
2. гомогенные и растворимые
3. гетерогенные и нерастворимые

149. Гомогенные системы отличаются от гетерогенных по следующим признакам:

1. +по количеству фаз
2. по физическому состоянию
3. по агрегатному состоянию
4. по физико-химическим свойствам
5. по объему

150. По знаку теплового эффекта процессы могут быть:

1. +эндотермические, экзотермические
2. экзотермические
3. эндэргонические
4. экзергонические

151. К какому типу относится реакция, если : $E_{исх} > E_{кон}$

1. + экзотермическая
2. эндотермическая

152. К какому типу относится реакция, если : $E_{исх} < E_{кон}$

1. экзотермическая
2. +эндотермическая

153. К какому типу относится реакция, если : $\Delta E = E_{кон} - E_{нач} > 0$

1. экзотермическая
2. +эндотермическая

154. В каком случае реакция является экзотермической:

1. $\Delta E > 0$
2. $+\Delta E < 0$
3. $\Delta E = 0$

155. В каком случае реакция является эндотермической:

1. $+\Delta E > 0$
2. $\Delta E < 0$
3. $\Delta E = 0$

156. В каком случае реакция является экзотермической:

1. $E_{\text{исх}} < E_{\text{кон}}$
2. $+E_{\text{исх}} > E_{\text{кон}}$
3. $E_{\text{исх}} = E_{\text{кон}}$

157. В каком случае реакция является эндотермической:

1. $+E_{\text{исх}} < E_{\text{кон}}$
2. $E_{\text{исх}} > E_{\text{кон}}$
3. $E_{\text{исх}} = E_{\text{кон}}$

158. Как называется состояние системы, при котором ее свойства постоянны во времени при наличии потоков энергии и вещества?

1. начальным
2. +стационарным
3. переходным
4. стандартным
5. конечным

159. Какие термодинамические параметры остаются постоянными при протекании изохорных процессов:

1. температура
2. давление
3. +объем
4. температура и давление
5. объем и температура

160. При протекании изобарических процессов не изменяются:

1. +давление
2. температура
3. объем
4. температура и давление
5. давление и объем

161. При протекании изобарно-изотермических процессов остаются постоянными:

1. температура
2. +температура и давление
3. объем и давление
4. объем и температура
5. температура и концентрация

162. Какой тип процесса имеет место при протекании в открытых сосудах?

1. изобарный
2. изохорный
3. +изобарно-изотермический
4. изохорно-термический
5. экзоэргонический

163. Протекание химических реакций в закрытых сосудах относят к процессам:

1. +изохорно-изотермическим
2. изобарно-изотермическим
3. изобарным
4. изохорным

164. Тепловой эффект изобарного процесса равен:

1. $Q_p = +\Delta U$
2. $Q_p = +\Delta H$
3. $Q_p = -\Delta U$
4. $+Q_p = +\Delta H$
5. $Q_p = +\Delta U$

165. Тепловой эффект изохорного процесса равен:

1. $+Q_v = \Delta E$
2. $Q_v = \Delta H$
3. $Q_p = \Delta H$
4. $Q_p = \Delta H$

166. Какие из перечисленных ниже параметров являются интенсивными?

1. температура
2. объем системы в целом
3. масса одной из фаз гетерогенной системы
4. изменение стандартной энтальпии реакции
5. изменение энтропии в ходе реакции

167. Какие из перечисленных ниже параметров являются экстенсивными?

1. давление
2. объем одной из фаз гетерогенной системы
3. внутренняя энергия
4. стандартная энергия Гиббса реакции
5. константа равновесия

168. Независимые термодинамические параметры (функции состояния):

1. U, H, G, F, S
2. U, H, T, P
3. U, G, S, V, C
4. U, S, P, V, C
5. U, P, V, H, S

169. Найдите верное определение понятия внутренняя энергия:

1. функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изохорном процессе
2. приращение энергии системы, равное полученной теплоте
3. функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе
4. функция состояния, приращение которой равно теплоте, подведенной к системе в обратимом изотермическом процессе, деленной на абсолютную температуру, при которой осуществляется этот процесс

5. приращение энергии системы в некотором процессе, равное работе, произведенной системой над окружающей средой

170. Происходит ли изменение внутренней энергии, энтальпии, энтропии (функций состояния) при переходе системы из одного состояния в другое?

1. мало изменяется
2. не происходит изменений
3. +происходит изменение
4. равняется 0

171. Стандартные тепловые эффекты находят при следующих условиях:

1. $p=1\text{атм.}$, $C = 0,1\text{моль/л}$, $T = 0^{\circ}\text{C}$
2. $p=3.8\text{атм.}$, $C = 1\text{моль/л}$, $T = 298^{\circ}\text{K}$
3. $+p=1\text{атм.}$, $C = 1\text{моль/л}$, $T = 298^{\circ}\text{K}$
4. $p=1\text{атм.}$, $C = 0,2\text{моль/л}$, $T = 25^{\circ}\text{C}$

172. В каком случае стандартная теплота реакции нейтрализации кислоты щелочью максимальна:

1. HCN
2. HNO₂
3. +HCl
4. H₂S
5. CH₃COOH

173. Чему равен тепловой эффект реакции взаимодействия гидроксида натрия с серной кислотой, если стандартная теплота реакции нейтрализации равна $\Delta H^0_{\text{нейтр}} = -13,7$ ккал/моль?

1. $+13,7$ ккал/моль
2. $-6,8$ ккал/моль
3. 0
4. $-27,4$ ккал/моль
5. $+13,7$ ккал/моль

174. Средняя калорийность основных факторов питания (жиров, белков и углеводов) равна:

1. $+9,5$ ккал/г; $4,2$ ккал/г; $4,3$ ккал/г
2. $9,5$ ккал/г

3. 4,2 ккал/г
4. 4,3 ккал/г
5. 8,3 ккал/г; 2,5 ккал/г; 4,2 ккал/г

175. Найдите верное определение энергии Гиббса:

1. функция, приращение которой равно максимально полезной работе термодинамического процесса
2. +функция состояния, приращение которой равно максимально полезной работе в изобарно-изотермическом процессе
3. функция состояния, приращение которой равно работе, совершенной системой в изобарно-изотермическом процессе
4. функция состояния, приращение которой равно максимально полезной работе в изохорно-изотермическом процессе
5. функция приращение, которой равна работе, совершенной в изотермических условиях

176. В процессе химических и биохимических реакций, значение энергии Гиббса (ΔG) может:

1. +уменьшаться, увеличиваться, оставаться постоянным
2. только уменьшаться
3. только увеличиваться
4. только постоянным

177. Если константа равновесия больше единицы, то:

1. $\Delta G^0=1$
2. $+\Delta G^0<0$
3. $\Delta G^0<1$
4. $\Delta G^0>0$

178. В процессе протекания биохимических реакций изменение энергии Гиббса может быть?:

1. $\Delta G^{01}=0, \Delta G^0=\text{const}$
2. $\Delta G^{01}>0, \Delta G^{01}<0, \Delta G^{01}=0$
3. $+\Delta G^{01}>0, \Delta G^{01}<0, \Delta G^{01}=0, \Delta G^{01}=\text{const}$
4. $\Delta G^0>0, \Delta G^0<0, \Delta G^{01}=\text{const}$
5. $\Delta G^{01}=\text{const}$

179. Уравнение Гиббса отражает условие равновесия объемной фазы и поверхностного слоя при:

1. минимальной концентрации вещества в объеме фазы
2. минимальной поверхностной активности вещества
3. постоянной температуре
4. +максимальной концентрации вещества в поверхностном слое

180. В системах каких типов о направлении протекания процесса можно судить по изменению энтропии?

1. ни в каких
2. в открытых
3. в закрытых
4. +изолированных
5. любых

181. При каких температурах реакция будет протекать самопроизвольно при:

1. 0°C
2. 100°C
3. 50°C
4. + высокой температуре
5. низкой температуре

182. Критерием предела протекания необратимого процесса в закрытой системе является:

1. $\Delta G < 0$
2. $\Delta S > 0$
3. $\Delta S = 0$
4. $S = S_{\text{max}}$
5. + $G = G_{\text{min}}$

183. Критерием предела протекания необратимого процесса в изолированной системе является:

1. $\Delta G < 0$
2. $\Delta S > 0$
3. $\Delta S = 0$
4. + $S = S_{\text{max}}$

5. $G = G_{\min}$

184. Критерием направления обратимого процесса в закрытой системе является

1. $\Delta G = 0$
2. $\Delta G < 0$
3. $\Delta G > 0$
4. $\Delta S < 0$
5. $\Delta S > 0$

185. Критерием направления обратимого процесса в изолированной системе является

1. $\Delta G = 0$
2. $\Delta G < 0$
3. $\Delta S > 0$
4. $+\Delta S = 0$
5. $S = S_{\max}$

186. Энтальпия H - термодинамическая функция состояния системы, которая соответствует:

1. +тепловому эффекту реакции при постоянном давлении
2. тепловому эффекту реакции при V -const
3. внутренней энергии при P -const
4. внутренней энергии при T -const

187. Изменение энтальпии системы отрицательно ($-\Delta H$), если:

1. реакция протекает с поглощением теплоты
2. +реакция протекает с выделением теплоты
3. реакция протекает при постоянной температуре
4. реакция протекает при постоянном давлении

188. Основой термодинамических расчетов служит:

1. закон кратных отношений
2. закон действующих масс
3. +Закон Гесса
4. закон эквивалентов

189. Критерием самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является изменение:

1. энтальпии
2. +энтропии
3. внутренней энергии
4. энергии Гиббса

190. Энтропия S определяется соотношением:

1. $\Delta S = \Delta Q_v$
2. $\Delta S = \Delta Q_p$
3. $+ \Delta S = \Delta Q/T$

191. Изменение энтропии при самопроизвольном протекании химической реакции в изолированной системе всегда:

1. $\Delta S < 0$
2. $\Delta S = 0$
3. $+ \Delta S > 0$

192. К каким химическим процессам применим закон Гесса

1. изохорным
2. +изохорно-изотермическим
3. изотермическим

193. Критерием самопроизвольного протекания химических реакций в закрытых и открытых системах при $p, T = \text{const}$ является изменение:

1. энтальпии
2. энтропии
3. внутренней энергии
4. +энергии Гиббса

194. Изменение энергии Гиббса при самопроизвольном протекании химических реакций всегда:

1. $+ \Delta G < 0$
2. $\Delta G > 0$
3. $\Delta G = 0$

195. Какие величины являются функциями состояния процесса:

1. работа
 2. +внутренняя энергия
 3. теплота
196. Человеческий организм - это система:
1. изолированная
 2. +открытая
 3. закрытая
197. В организме человека идут процессы:
1. изотермические
 2. изобарные
 3. +изобарно-изотермические
 4. изохорно-изотермические
 5. изохорные
198. В каких условиях возможно самопроизвольное протекание химических реакций при стандартных условиях:
1. $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$
 2. $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$
 3. + $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$
199. Экзотермическими называют реакции, при протекании которых происходит
1. + уменьшение энтальпии и выделение теплоты
 2. увеличение энтальпии и поглощение теплоты
 3. не происходит изменение энтальпии
200. Эндотермическими называют реакции при протекании которых происходит
1. уменьшение энтальпии и выделение теплоты
 2. +увеличение энтальпии и поглощение теплоты
 3. не происходит изменение энтальпии
201. Тепловой эффект реакции зависит
1. +от начального и конечного состояния участвующих в реакции веществ и не зависит от промежуточных стадий
 2. от начального состояния участвующих в реакции веществ

3. от конечного состояния участвующих в реакции веществ
 4. от промежуточных стадий процесса
202. Для каких из перечисленных веществ, стандартная энергия образования не равна нулю:
1. $+ \text{H}_2\text{O}$
 2. H_2
 3. O_2
 4. N_2
203. Для каких из перечисленных веществ стандартная энергия сгорания равна нулю
1. $+ \text{H}_2\text{O}$
 2. H_2
 3. O_2
 4. $+ \text{CO}_2$
204. Какой из процессов идет с наибольшим увеличением энтропии
1. образование AgCl
 2. окисление железа
 3. +переход иода из жидкого состояния в газообразное
205. Какой из процессов относится к экзотермическим
1. образование оксида азота (II) из азота и кислорода
 2. +взаимодействие натрия с водой
 3. испарение пота
206. Все биохимические процессы в клетках живых организмов протекают в условиях постоянства
1. давления
 2. температуры
 3. pH
 4. +давления и температуры, при небольших перепадах pH
207. Если в стационарном состоянии изменить какой-либо из параметров с системы, то в системе возникают процессы:
1. +уменьшающие оказанное воздействие
 2. увеличивающие оказанное воздействие

3. не возникают никакие процессы
208. Процессы, самопроизвольно протекающие в одном направлении
1. в обратном направлении тоже протекают самопроизвольно
 2. +в обратном направлении самопроизвольно не протекают
209. Причины, по которым процессы идут самопроизвольно это стремление системы
1. к максимуму энергии и беспорядка
 2. +к минимуму энергии и максимуму беспорядка в системе
 3. к минимуму энергии и беспорядка в системе
210. Процесс называется термодинамически обратимым, если при переходе системы из начального состояния в конечное:
1. не все промежуточные состояния системы оказываются равновесными
 2. +все промежуточные состояния оказываются равновесными
 3. +не происходит рассеивания энергии в окружающую среду
 4. происходит рассеивание энергии в окружающую среду
 5. +возвращение системы в начальное состояние не требует затраты энергии
211. Изменение энтропии системы в результате химической реакции равно:
1. сумме стандартных энтропий образования исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтропий образования продуктов реакции с учетом числа молей участвующих в реакции веществ
 2. +сумме стандартных энтропий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтропий образования исходных веществ с учетом числа молей участвующих в реакции веществ
 3. сумме энтропий исходных веществ и конечных продуктов с учетом числа молей участвующих в реакции веществ
212. К каким химическим процессам применим закон Гесса
1. изобарным
 2. +изобарно- изотермическим
 3. изотермическим
213. Изменение энтропии системы в результате химической реакции равно:
1. сумме стандартных энтропий образования исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтропий образования продуктов реакции с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ;

2. +сумме стандартных энтропий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтропий образования исходных веществ с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ;
 3. сумме энтропий исходных веществ и конечных продуктов с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
214. Изменение энергии Гиббса системы в результате химической реакции равно
1. сумме стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ;
 2. +сумме стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
 3. сумме энтропий исходных веществ и конечных продуктов с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
215. Изменение энтальпии системы в результате химической реакции равно
1. сумме стандартных энтальпий образования исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтальпий образования продуктов реакции с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
 2. +сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
 3. сумме энтальпий исходных веществ и конечных продуктов с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
216. Изменение энтальпии системы в результате химической реакции равно
1. +сумме стандартных энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
 2. сумме стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий сгорания исходных веществ с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
 3. сумме энтальпий исходных веществ и конечных продуктов с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ
217. К каким химическим процессам применим закон Гесса
1. протекающим при постоянной температуре
 2. протекающим при постоянном объеме
 3. +протекающим при постоянной температуре и объеме
218. К каким химическим процессам применим закон Гесса

1. протекающим при постоянной температуре
2. протекающим при постоянном давлении
3. +протекающим при постоянных температуре и объёме

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3 (УК-1,ОПК-1)

Билет №1

1. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики.
2. Вычислить изменение энтальпии в стандартных условиях реакции $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ если стандартные энтальпии образования веществ участвующих в реакции равны: -46 кДж/моль (NH_3); 91 кДж/моль (NO); -286 кДж/моль (H_2O).
а) -1168 б) 896 в) 448 г) -448
3. На основании закона Гесса рассчитайте энергетические затраты студента за сутки, если в сутки он употребляет: 8 г белка, 80 г жиров, 400 г углеводов. При сгорании 1 г белка, жира, углеводов выделяется $4,2$; $9,5$; $4,3$ кДж соответственно.
а) 2514 б) 2500 в) 3000 г) 3200

Билет №2

1. Термодинамические системы (изолированные, закрытые, открытые, гомогенные и гетерогенные).
2. ΔH° растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно $-66,0$ кДж/моль и $+11,7$ кДж/моль. Вычислить ΔH° гидратации сульфата меди.
а) $+54,3$ б) $-54,3$ в) $+77,7$ г) $-77,7$
3. Вычислить количество теплоты, которое выделится при окислении 90 г глюкозы по реакции $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{т}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ при стандартных условиях, если теплоты образования веществ участвующих в реакции равны: -286 кДж/моль (H_2O); -393 кДж/моль (CO_2); -1273 кДж/моль ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
а) $1400,5$ б) 700 в) 2000

Билет № 3

1. Параметры и функции состояния. Термодинамические процессы.
2. Вычислить ΔH^0 реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{COOH}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ по стандартным теплотам сгорания веществ, участвующих в реакции: -1371 кДж/моль ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$); -870 кДж/моль (CH_3COOH).
а) 500 б) 1000 в) 250 г) -500
3. Теплота растворения MgSO_4 и $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны $-84,85$ кДж/моль и $+15,9$ кДж/моль. Какова теплота гидратации при переходе MgSO_4 в $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?
а) $-50,4$ б) $-100,75$ в) $50,4$ г) $100,75$

Билет №4

1. Внутренняя энергия (определение, составляющие, размерность). Энтальпия.
2. Вычислите энтропию реакции синтеза аммиака из азота и водорода: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$, если стандартные значения энтропий азота, водорода и аммиака соответственно равны: 191,5 Дж/моль, 130,6 Дж/моль, 192,5 Дж/моль.
а) – 100,5 б) +100,5 в) +50,25 г) –50,25
3. Теплота растворения Na_2SO_4 и $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ соответственно равны –2,3кДж/моль и +78,6кДж/моль. Какова теплота гидратации при переходе Na_2SO_4 в $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$?
а) 80,9 б) –80,9 в) 40,5 г) – 40,5

Билет №5

1. Теплообмен и работа, как формы передачи энергии.
2. Вычислите энтропию реакции синтеза аммиака из азота и водорода: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$, если стандартные значения энтропий азота, водорода и аммиака соответственно равны: 191,5 Дж/моль, 130,6 Дж/моль, 192,5 Дж/моль.
а) – 100,5 б) +100,5 в) +50,25 г) –50,25
3. Теплота сгорания углерода с образованием CO_2 , равна –393,5 кДж/моль, а теплота сгорания CO с образованием CO_2 , равна –283 кДж/моль. Вычислите теплоту сгорания углерода в CO .
а) –681,5 б) +681,5 в) +340,25 г) –340,25.

Билет № 6

1. Первое начало (закон) термодинамики. Формулировки. Математическое выражение.
2. Вычислить ΔH° реакции $2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$, если известны ΔH° веществ: $\Delta H^\circ(NaBr) = -361$ кДж/моль, $\Delta H^\circ(NaCl) = -411$ кДж/моль.
а) –180,15 б) +180,15 в) +90,7 г) –90,7
3. При 36 °С и физиологических значениях рН гидролиз АТФ сопровождается следующими изменениями: $\Delta H^\circ = -4800$ ккал/моль, $\Delta G^\circ = -7000$ ккал/моль. Вычислите величину ΔS при этих условиях.
а) +38,18 б) –38,18 в) – 7,12 г) +7,12

Билет № 7

1. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
2. Вычислить тепловой эффект реакции $C_2H_4(g) + H_2O(g) = C_2H_5OH(g)$, если $\Delta H^\circ_{обр}(C_2H_4) = 55,28$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{обр}(H_2O) = -241,8$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{обр}(C_2H_5OH) = -235,3$ кДж/моль.
а) –92кДж б) –45,8 кДж в) –184 кДж г) 92 кДж
3. Определите изменение стандартной свободной энергии Гиббса для реакции образования аммиака из азота и водорода при температуре 298К. Может ли процесс образования аммиака идти самопроизвольно? $\Delta G^\circ_{обр}(NH_3) = 16,66$ кДж/моль.
а) – 33 б) +33,3 в) 0

Билет № 8

1. Термохимические уравнения реакций. Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции.
2. Вычислить изменение энтальпии в стандартных условиях реакции $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ если стандартные энтальпии образования веществ участвующих в реакции равны: -46 кДж/моль (NH_3); 91 кДж/моль (NO); -286 кДж/моль (H_2O).
а) -1168 б) 896 в) 448 г) -448
3. На основании закона Гесса рассчитайте энергетические затраты студента за сутки, если в сутки он употребляет: 8 г белка, 80 г жиров, 400 г углеводов. При сгорании 1 г белка, жира, углеводов выделяется $4,2$; $9,5$; $4,3$ кДж соответственно.
а) 2514 б) 2500 в) 3000 г) 3200

Билет №9

1. Второе начало термодинамики. Различные формулировки его и математическое выражение.
2. ΔH° растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно $-66,0$ кДж/моль и $+11,7$ кДж/моль. Вычислить ΔH° гидратации сульфата меди.
а) $+54,3$ б) $-54,3$ в) $+77,7$ г) $-77,7$
3. Вычислить ΔH° реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{COOH}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ по стандартным теплотам сгорания веществ, участвующих в реакции: -1371 кДж/моль ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$); -870 кДж/моль (CH_3COOH).
а) 500 б) 1000 в) 250 г) -500

Билет №10

1. Третье начало (закон) термодинамики. Энтальпийный и энтропийный факторы.
2. Теплота растворения MgSO_4 и $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны $-84,85$ кДж/моль и $+15,9$ кДж/моль. Какова теплота гидратации при переходе MgSO_4 в $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?
а) $-50,4$ б) $-100,75$ в) $50,4$ г) $100,75$
3. Вычислите энтропию реакции синтеза аммиака из азота и водорода: $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$, если стандартные значения энтропий азота, водорода и аммиака соответственно равны: $191,5$ Дж/моль, $130,6$ Дж/моль, $192,5$ Дж/моль.
а) $-100,5$ б) $+100,5$ в) $+50,25$ г) $-50,25$

**4. Химическая кинетика. Химическое равновесие.
(УК-11; ОПК-)****ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ**

219. Реакции протекающие в однородной среде (например, в газовой фазе или жидком растворе) относятся к:

1. гетерогенным
2. обратимым
3. необратимым

4. +гомогенным
220. Реакции протекающие в неоднородной среде (между веществами находящимися в разных фазах) относятся к
1. +гетерогенным
 2. обратимым
 3. необратимым
 4. гомогенным
221. Примером гетерогенной реакции может быть реакция между:
1. двумя веществами в газовой фазе
 2. двумя веществами в жидком растворе
 3. +веществом, находящимся в газовой фазе и поверхностью жидкого тела
 4. +веществом, находящимся в газовой фазе и поверхностью твердого тела
222. Скоростью гомогенной реакции называется
1. число элементарных актов реакции происходящих на единице поверхности раздела фаз
 2. +число элементарных актов реакции происходящих в единицу времени в единице объема
 3. +изменение концентрации какого-либо из исходных веществ в единицу времени
223. Скоростью гетерогенной реакции называется
1. +число элементарных актов реакции происходящих на единице поверхности раздела фаз
 2. число элементарных актов реакции происходящих в единицу времени в единице объема
 3. изменение концентрации какого-либо из исходных веществ в единицу времени
224. О скорости реакции можно судить по изменению:
1. концентрации исходных веществ
 2. концентрации продуктов
 3. окраски
 4. электрической проводимости
 5. +все перечисленное верно
225. В элементарном акте реакции могут участвовать молекулы
1. +одна

2. +две
 3. +три
 4. четыре
 5. пять
226. Реакции могут быть
1. +мономолекулярными
 2. +бимолекулярными
 3. +тримолекулярными
 4. четырехмолекулярными
227. Реакция гемоглобина с кислородом относится к
1. мономолекулярным
 2. +бимолекулярным
 3. тримолекулярным
228. Константа скорости химической реакции равна
1. скорости реакции
 2. +скорости реакции, когда концентрации реагентов равны единице
 3. +скорости реакции, когда произведение концентрации растворов равна единице
229. Если химическая реакция протекает в несколько стадий, то скорость сложной реакции определяется:
1. по скорости реакции самой быстрой стадии
 2. +по скорости самой медленной стадии
 3. по усредненной скорости между самой быстрой и самой медленной стадией
 4. по сумме скоростей быстрой и медленной стадий
230. По какому признаку реакции подразделяются на моно-, ди- и тримолекулярные?
1. +по числу молекул, одновременным взаимодействием между которыми осуществляется акт химического превращения
 2. по стехиометрическим коэффициентам в суммарном уравнении
 3. по числу молекул в правой части уравнения
 4. по числу молекул в левой части уравнения
231. Как определяется порядок реакции?

1. суммой стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции
 2. +суммой показателей степеней при концентрациях веществ в кинетическом уравнении для скорости реакции
 3. произведением показателей степеней стехиометрических коэффициентов в правой части реакции
 4. произведением показателей степеней стехиометрических коэффициентов в левой части реакции
232. Чему равна скорость гомогенного процесса? $2A + B$
1. $k^*[B]$
 2. $k^*[A]^2$
 3. $+k^*[A]^2[B]$
 4. $k^*[A][B]$
233. Чему равна скорость реакции $A(\text{тв}) + 2B(\text{г})$:
1. $k^*[A][B]^2$
 2. $+k^*[B]^2$
 3. $k^*[A]$
 4. $k^*[A][B]$
234. От каких факторов не зависит константа скорости?
1. от природы реагентов
 2. от природы растворителя
 3. +от концентрации реагирующих веществ
 4. от изменения температуры
235. Как изменится скорость реакции $A(\text{тв}) + 3B(\text{ж})$ при увеличении в три раза количества вещества A?
1. увеличится в 3 раза
 2. увеличится в 27 раз
 3. +не изменится
 4. увеличится в 9 раз
236. Какая реакция идет медленнее?
1. $E_{\text{акт}} = 10 \text{ ккал/моль}$
 2. $E_{\text{акт}} = 30 \text{ ккал/моль}$

3. $E_{\text{акт}} = 20$ ккал/моль
 4. $+E_{\text{акт}} = 40$ ккал/моль
237. Известен температурный коэффициент. В каком случае энергия активации наибольшая?
1. при $\gamma = 3$
 2. при $\gamma = 2$
 3. при $\gamma = 1,5$
238. Чему равна константа равновесия реакции $A(\text{тв}) + B(\text{г}) \leftrightarrow C(\text{г}) + D(\text{ж})$
1. $K_{\text{равн}} = [C][D] / [A][B]$
 2. $+K_{\text{равн}} = [C][D] / [B]$
 3. $K_{\text{равн}} = [C][D] / [A]$
 4. $K_{\text{равн}} = [C] / [B]$
 5. $K_{\text{равн}} = [B] / [C]$
239. От каких факторов зависит константа равновесия?
1. от природы реагентов, температуры
 2. от концентрации, температуры
 3. от давления и катализатора
 4. от катализатора и температуры
 5. от степени измельчения реагирующих веществ, природы реагирующих веществ
240. Как влияет на энергию активации химического процесса положительный катализатор?
1. $E_{\text{акт}}$ остается без изменения
 2. катализатор повышает энергию активации
 3. +катализатор понижает энергию активации
 4. катализатор лишь в некоторых случаях ведет к изменению энергии активации
241. Как влияет на энергию активации химического процесса отрицательный катализатор?
1. $E_{\text{акт}}$ остается без изменения
 2. $+E_{\text{акт}}$ повышается
 3. $E_{\text{акт}}$ понижается
 4. $E_{\text{акт}}$ изменяется в некоторых случаях

242. Какого порядка будет реакция, если уравнение записывается $2A + B = AB_2$
1. нулевого порядка
 2. второго порядка
 3. первого порядка
 4. +третьего порядка
243. Совпадает ли молекулярность и порядок реакции, если взять большой избыток одного из реагирующих веществ?
1. совпадают
 2. +порядок ниже, чем молекулярность
 3. порядок выше, чем молекулярность
 4. избыток одного из реагирующих веществ не оказывает никакого влияния на порядок и молекулярность
244. Во сколько раз увеличится скорость реакции $2A(g) + B(g)$ при увеличении давления в 3 раза?
1. в 3 раза
 2. в 6 раз
 3. в 9 раз
 4. +в 27 раз
245. Как нужно изменить давление в системе, чтобы увеличить скорость реакции $A(g) + 2A(g)$ в 8 раз?
1. +увеличить давление в 2 раза
 2. увеличить давление в 4 раза
 3. увеличить давление в 8 раз
 4. увеличить давление в 4 раза
246. Какая из реакций, описания которых перечислены ниже, является обязательно простой?
1. +Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам
 2. скорость реакции пропорциональна произведению концентраций двух реагирующих веществ из трех
 3. скорость реакции пропорциональна концентрации только одного из реагирующих веществ
 4. кинетика реакции подчиняется уравнению Михаэлиса-Ментена
 5. период полупревращения реакции не зависит от концентраций любого числа реа-

гирующих веществ

247. Найдите верное определение периода полупревращения реакции:

1. время, за которое в реакцию вступает половина количества вещества (или массы) в какой-либо реакции
2. половина времени, необходимого для полного завершения какой-либо реакции
3. время, необходимое для достижения равенства концентраций исходных и образующихся веществ
4. время, необходимое для достижения равенства масс исходных и образующихся веществ
5. +время, за которое вступает 0,5 моль вещества, взятого в стандартном состоянии

248. В плазме крови существует равновесие: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ как изменится концентрация угольной кислоты при насыщении крови в капиллярах тканей углекислым газом?

1. +увеличивается
2. уменьшается
3. не изменяется

249. Образование почечных камней происходит при нарушении в системе, контролирующей содержание Ca^{2+} и Mg^{2+} в биологических жидкостях. Это приводит к смещению равновесия $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{ТВ}) \leftrightarrow 3\text{Ca}^{2+}(\text{р-р}) + 2\text{PO}_4^{3-}$ Укажите, в каком направлении смещается равновесие при введении хлорида кальция:

1. вправо
2. +влево
3. не сместится

250. Совпадают ли молекулярность и порядок реакции пищеварения (гидролиз) углеводов и жиров в желудочно-кишечном тракте человека?

1. совпадают
2. +не совпадают

251. Как влияет на смещение равновесия в крови $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ искусственное дыхание:

1. + смещают равновесие вправо
2. смещают равновесие влево
3. не смещают равновесие

252. Как влияет на смещение равновесия крови введение гидрокарбоната

натрия: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

1. вправо
 2. +влево
 3. не повлияет на равновесие
253. Химическое равновесие в химической реакции устанавливается когда
1. константа скорости прямой реакции равна константе скорости обратной реакции
 2. +скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции
 3. концентрация исходных веществ равна концентрации продуктов
254. В химической реакции участвуют только те молекулы
1. энергия которых ниже энергетического барьера реакции
 2. +энергия которых достаточна для преодоления энергетического барьера реакции
255. Катализаторы изменяют скорость реакции, так как они
1. +снижают энергию активации
 2. повышают энергию активации
 3. уменьшают константу скорости химической реакции
256. Последовательными называются сложные реакции,
1. идущие одновременно в одном направлении с образованием различных продуктов
 2. которые не могут протекать одна без другой
 3. +протекающие одна за другой по стадиям
257. Параллельными называются сложные реакции
1. +идущие одновременно в одном направлении с образованием различных продуктов
 2. которые не могут протекать одна без другой
 3. протекающие одна за другой по стадиям
258. Сопряженными называются сложные реакции
1. идущие одновременно в одном направлении с образованием различных продуктов
 2. +которые не могут протекать одна без другой
 3. протекающие одна за другой по стадиям
259. Правило Вант-Гоффа гласит:
1. +при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается приблизительно в 2-4 раза

2. если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, то равновесие смещается в таком направлении, которое способствует ослаблению оказанного воздействия
 3. температурный коэффициент скорости реакции показывает – во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при увеличении температуры на 10 градусов
260. Принцип Ле-Шателье гласит:
1. при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается приблизительно в 2-4 раза
 2. +если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, то равновесие смещается в таком направлении, которое способствует ослаблению оказанного воздействия
 3. температурный коэффициент скорости реакции показывает – во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при увеличении температуры на 10 градусов
261. Обратимые по направлению химические реакции это те
1. в которых исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции
 2. +которые могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратном направлении
 3. которые идут с образованием осадка, выделением газа или с образованием слабых электролитов
262. При повышении температуры равновесие смещается в сторону
1. экзотермической реакции
 2. +эндотермической реакции
 3. образования продуктов реакции
 4. увеличения числа частиц
 5. уменьшения числа частиц
263. При понижении температуры равновесие смещается в сторону
1. +экзотермической реакции
 2. эндотермической реакции
 3. образования продуктов реакции
 4. увеличения числа частиц
 5. уменьшения числа частиц
264. При повышении давления равновесие смещается в сторону
1. экзотермической реакции
 2. эндотермической реакции

3. образования продуктов реакции
4. увеличения числа частиц
5. +уменьшения числа частиц

265. При понижении давления равновесие смещается в сторону

1. экзотермической реакции
2. эндотермической реакции
3. образования продуктов реакции
4. +увеличения числа частиц
5. уменьшения числа частиц

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №4 (УК-1; ОПК-1)

Билет № 1

1. Химическая кинетика, как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов.
2. Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходного вещества равна 6 моль/л, а через 2 мин – 2 моль/л.
3. Факторы, влияющие на равновесие. Прогнозирование смещения химического равновесия на основе принципа Ле-Шателье.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)} - 66 \text{ кДж}$$
 Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет № 2

1. Реакции простые, сложные, гомогенные и гетерогенные.
2. Фосген COCl_2 сильнейшее токсичное вещество, образующееся по реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Во сколько раз возрастет скорость данной реакции, если концентрацию исходных веществ увеличить в 3 раза?
3. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия и способы её выражения.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(г)} - \Delta H$$
 Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет № 3

1. Скорость гомогенных химических реакций и методы её измерения.
2. Дана реакция $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию CO в 3 раза?
3. Факторы, влияющие на равновесие. Прогнозирование смещения химического равновесия на основе принципа Ле-Шателье.
4. Дана обратимая реакция:

$$\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(г)} + \Delta H$$
 Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №4

1. Закон действующих масс Гульберга и Вааге для скорости реакции.
2. Рассчитайте скорость реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$, если концентрация CO 0,2 моль/л, Cl_2 – 0,6 моль/л, а константа скорости данной реакции $0,5 \cdot 10^{-3}$.
3. Понятие об обратимых и необратимых химических реакциях.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(т)} + \Delta H$$
 Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

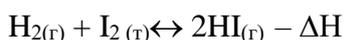
Билет №5

1. Молекулярность и порядок реакции.
2. Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходного вещества равна 6 моль/л, а через 2 мин – 2 моль/л.
3. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия и способы её выражения.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{SO}_{3(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} - \Delta H$$
 Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №6

1. Зависимость скорости реакции от: а) концентрации (закон действующих масс Гульберга и Вааге); б) температуры (закон Вант-Гоффа); в) давления и катализатора.
2. Фосген COCl_2 сильнейшее токсичное вещество, образующееся по реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Во сколько раз возрастет скорость данной реакции, если концентрацию исходных веществ увеличить в 3 раза?
3. Факторы, влияющие на равновесие. Прогнозирование смещения химического равновесия на основе принципа Ле-Шателье.
4. Дана обратимая реакция:



Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №7

1. Константа скорости химической реакции, её физический смысл.
2. Дана реакция $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию CO в 3 раза?
3. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия и способы её выражения.
4. Дана обратимая реакция:

$$\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})} - \Delta\text{H}$$

Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №8

1. Энергия активации. Уравнение Аррениуса и его анализ.
2. Рассчитайте скорость реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$, если концентрация CO 0,2 моль/л, Cl_2 – 0,6 моль/л, а константа скорости данной реакции $0,5 \cdot 10^{-3}$.
3. Понятие об обратимых и необратимых химических реакциях.
4. Дана обратимая реакция:

$$3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})} + \Delta\text{H}$$

Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №9

1. Влияние катализатора на величину энергии активации. Катализ. Виды катализа (гомогенный и гетерогенный)
2. Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходного вещества равна 6 моль/л, а через 2 мин – 2 моль/л.
3. Факторы, влияющие на равновесие. Прогнозирование смещения химического равновесия на основе принципа Ле-Шателье.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})} - 66 \text{ кДж}$$

Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

Билет №10

1. Ферменты как биологические катализаторы.
2. Фосген COCl_2 сильнейшее токсичное вещество, образующееся по реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Во сколько раз возрастет скорость данной реакции, если концентрацию исходных веществ увеличить в 3 раза?
3. Понятие об обратимых и необратимых химических реакциях.
4. Дана обратимая реакция:

$$2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})} - \Delta H$$

Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

5. Растворы. Растворимость твердых веществ, газов и жидкостей. Электролиты. (УК-1,ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ**РАСТВОРЫ**

266. Раствор – это гомогенная система:

1. Постоянного состава, состоящая из 2 и более независимых компонентов.
2. Переменного состава, состоящая из 2 независимых компонентов.
3. + Переменного состава, состоящая из 2 и более независимых компонентов и продуктов их взаимодействия.

267. Растворитель – это компонент, агрегатное состояние которого при образовании раствора:

1. +не изменяется
2. изменяется
3. +концентрация которого в растворе больше
4. концентрация которого в растворе меньше

268. Растворенное вещество – это компонент, агрегатное состояние которого при образовании раствора:

1. +может не изменяться
2. +изменяется
3. концентрация которого в растворе больше
4. +концентрация которого в растворе меньше

269. По агрегатному состоянию растворы бывают:

1. газообразные
2. жидкие
3. твердые
4. +верно все перечисленное

270. Не ограниченно растворяются друг в друге:

1. +этиловый спирт и вода
2. бензол и вода
3. углекислый газ и вода

271. Ограниченно растворяются друг в друге:

1. бензол и вода
2. этиловый спирт и вода
3. +углекислый газ и вода

272. Растворение соли – это процесс, при котором:

1. $\Delta S=0$
2. $\Delta S<0$
3. $+\Delta S>0$
4. $\Delta G>0$

273. Растворение сопровождается:

1. +уменьшением энергии Гиббса
2. увеличением энергии Гиббса
3. периодическим изменением энергии Гиббса

274. В насыщенном растворе:

1. $\Delta G<0$
2. $\Delta G>0$
3. $+\Delta G=0$
4. $\Delta G\geq 0$

275. Энтальпия растворения зависит от:

1. количества энергии, выделяемой при сольватации
2. количества энергии, поглощаемой при разрушении кристаллической решетки
3. +от соотношения двух выше перечисленных энергий

276. Процесс растворения – это процесс:

1. химический
2. физический
3. +физико-химический

277. Массовая доля вещества (x) в растворе, выраженная в % показывает сколько:

1. +граммов вещества содержится в 100г раствора
2. граммов вещества содержится в 100мл раствора
3. граммов вещества содержится в 1000мл раствора
4. граммов вещества содержится в 1кг раствора

278. Молярная концентрация вещества (x) показывает сколько:

1. моль вещества содержится в 100мл раствора
2. + моль вещества содержится в 1л раствора
3. моль вещества содержится в 1кг раствора
4. моль вещества содержится в 1кг растворителя

279. Молярная концентрация эквивалента вещества (x) показывает, сколько:

1. моль вещества содержится в 1л раствора
2. моль вещества содержится в 1кг раствора
3. моль вещества эквивалента содержится в 1 кг раствора
4. +моль вещества эквивалента содержится в 1л раствора

280. Титр показывает, сколько:

1. +граммов вещества содержится в 1мл раствора
2. граммов вещества содержится в 1л раствора
3. граммов вещества содержится в 1кг растворителя

281. Молярная концентрация вещества (х) показывает, сколько:

1. моль вещества содержится в 100мл раствора
2. моль вещества содержится в 100мл растворителя
3. моль вещества содержится в 1кг раствора
4. +моль вещества содержится в 1л раствора

282. Молярная масса эквивалента – это:

1. масса/моль вещества (х)
2. +масса 1 моль эквивалента вещества (х)
3. произведение количества вещества (х)
4. отношение массы вещества к его количеству

283. $M(x)$ и $M(1/z)$ имеют одно и тоже значение, если:

1. фактор эквивалентности >1
2. +фактор эквивалентности $=1$
3. фактор эквивалентности <1
4. величина фактора эквивалентности не имеет значения

284. Запись «0,89% раствор NaCl» означает, что:

1. + в 100г раствора содержится 0,89г NaCl
2. в 100мл раствора содержится 0,89г NaCl
3. в 1л раствора содержится 0,89г NaCl
4. в 1кг раствора содержится 0,89г NaCl

285. Запись «3м раствор глюкозы» означает, что:

1. +в 1л раствора содержится 3 моль глюкозы
2. в 100мл раствора содержится 3 моль глюкозы
3. в 1кг раствора содержится 3 моль глюкозы
4. в 100г раствора содержится 3 моль глюкозы

286. Запись «0,25н раствор H_2SO_4 » означает, что:

1. в 1л раствора содержится 0,25 моль H_2SO_4
2. в 1кг раствора содержится 0,25 моль H_2SO_4
3. + в 1л раствора содержится 0,25 моль эквивалента H_2SO_4
4. в 1л растворителя содержится 0,25 моль H_2SO_4

287. Массовая доля вещества (х) выражается в:

1. моль/кг
2. +безмерная/доли единицы массы(%)
3. моль/ m^3
4. г/ cm^3

288. Молярная концентрация эквивалента вещества (х), выражается в:

1. г/см³
2. +моль/м³
3. моль/кг
4. %

289. Какие вещества способны хорошо растворяться в Н₂О:

1. гидрофильные
2. полярные и не полярные
3. +гидрофильные и полярные

290. Кристаллогидрат растворяется с:

1. выделением теплоты
2. уменьшением энтальпии
3. +поглощением теплоты

291. Процесс образования гидратной оболочки называется:

1. сольватацией
2. гидрированием
3. дегидратацией
4. +гидратацией

292. Взаимодействие частиц растворяемого вещества с молекулами растворителя называется:

1. +сольватацией
2. гидратацией
3. дегидратацией

293. При повышении температуры, растворимость в воде твердых веществ:

1. +увеличивается
2. уменьшается
3. не изменяется

294. При повышении температуры, растворимость в воде газообразных веществ:

1. увеличивается
2. +уменьшается
3. не изменяется

295. Ионные растворы получают при растворении в воде:

1. +солей
2. спиртов
3. эфиров

296. Молекулярные растворы получают при растворении в воде:

1. NaCl
2. HCl
3. NaOH
4. +мочевина

297. Математическое выражение закона эквивалентов:

1. $+C(1/Z_{x_1}) * V(x_2) = C(1/Z_{x_2}) * V(x_2)$
2. $C(1/Z_{x_1}) * V(x_2) = C(1/Z_{x_2}) * V(x_1)$

$$3. C(1/Z x_1) * C(1/Z x_2) = V(x_1) * V(x_2)$$

298. Молярная концентрация эквивалента вычисляются по формуле:

1. $C_m(x) = m(x) / M(x) * m_{p-ля}$
2. $C_m(x) = m(x) / M(1/Z x) * V_{p-ра}$
3. $+C(1/Z x) = m(x) / M(1/Z x) * V_{p-ра}$

299. Молярная концентрация вещества (x) вычисляется по формуле:

1. $N(x) = n(x) / n(x) + n(A)$
2. $+C_m(x) = n(x) * 1000 / m_{p-ля}(Г)$
3. $+C_m(x) = m(x) / M(x) * m_{p-ля}$
4. $C(x) = m(x) / M(x) * V_{p-ра}$

300. Способу выражения концентрации вещества (x) в растворе «массовая доля» не соответствует математическое выражение:

1. $\omega(x) = m(x) * 100 / m_{p-ра}$
2. $\omega(x) = m(x) / V_{p-ра} * \rho$
3. $+T(x) = m(x) / V_{p-ра}$
4. $+N(x) = n(x) / \omega(x) + n(A)$

301. Титр определяют по формуле:

1. $T(x) = C(1/zM) * M(1/zX) / 1000$
2. $T(x) = C(1/zX) * M(x) / 1000$
3. $T(x) = C(1/zX) * 1000 / M(x)$

Химическая ионизация.

302. Вода является электролитом:

1. сильным
2. слабым
3. средней силы

303. Какова концентрация ионов $[H^+]$ в кислой среде?

1. $+ [H^+] > 10^{-7}$
2. $[H^+] < 10^{-7}$
3. $[H^+] = 10^{-7}$
4. $[H^+] = 10^{-10}$

304. Какова реакция среды, если концентрация ионов H^+ в растворе равна 10^{-8} ?

1. кислая
2. нейтральная
3. щелочная
4. слабокислая
5. слабощелочная

305. Укажите какой раствор имеет кислую среду, если:

1. $+pH = 5,5$
2. $pH = 7$
3. $pH = 8,7$
4. $pH = 12$

306. Чему равен pH раствора, если $[OH^-] = 10^{-2}$?

1. $pH = 10$
2. $pH = 2$
3. $+pH = 12$
4. $pH = 1$

307. Чему равна концентрация ионов H^+ , если pH раствора равен 10?

1. $[H^+] = 10^{-4}$
2. $[H^+] = 10^{-12}$
3. $+ [H^+] = 10^{-10}$
4. $[H^+] = 10^{-2}$

308. Чему равна концентрация ионов OH^- в растворе, если $pH = 3$?

1. 10^{-3}
2. $+10^{-11}$
3. 10^{-6}
4. 10^{-7}

309. Водородный показатель pH определяется общей формулой:

1. $pH = + \lg[H^+]$
2. $+pH = - \lg[H^+]$
3. $pH = + \lg[OH^-]$
4. $pH = pOH$

310. Что необходимо добавить к раствору, в котором $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л, чтобы довести концентрацию ионов водорода до 10^{-3} моль/л?

1. воду
2. соль NaCl

3. +кислоту
 4. щелочь
311. При каких значениях рН возможны процессы жизнедеятельности в организме человека?
1. +6,8-8,0
 2. 5,8-8,5
 3. 6,3-8,2
312. Каково значение рН крови у здорового человека?
1. 7,19-7,2
 2. 7,54-7,60
 3. 7,48-7,52
 4. +7,36-7,44
313. Ионное произведение воды является величиной:
1. +постоянной для любого водного раствора
 2. переменной
 3. зависимой от величины рН раствора
 4. зависимой от концентрации кислоты в растворе
314. Ионное произведение воды при повышении температуры:
1. не изменяется
 2. изменяется в 1,5 раза
 3. +увеличивается
 4. уменьшается
 5. уменьшается в 10 раз
315. Ионное произведение воды выражается уравнением:
1. + $K_{H_2O} = [H^+] * [OH^-]$
 2. $K_{H_2O} = K_{дист. H_2O}$
 3. $K_{H_2O} = [H^+] * [OH^-] / [H_2O]$
316. Какой будет реакция среды в растворе, если концентрация ионов водорода превышает концентрацию OH^-
1. слабощелочной

2. сильнощелочной
3. щелочной
4. +кислой
5. нейтральной

317. Указать, какой из растворов имеет кислую среду, если значение рН колеблется в пределах:

1. 8 – 10
2. 7 – 14
3. +1 – 6
4. 6 - 8

318. При каких значениях рН в точке эквивалентности применим индикатор метилоранж, если интервал перехода его окраски лежит при рН от 3,1 до 4,4:

1. + рН = 4
2. рН = 5,5
3. рН = 8,2
4. рН = 8,8

319. Как относятся между собой концентрации молекулярной и ионной форм индикатора в точке перехода:

1. $+[H-Ind] < [Ind^-]$
2. $[HInd] > [Ind^-]$
3. $[HInd] = [Ind^-]$

320. Интервал перехода окраски индикатора рассчитывается по формуле:

1. $\Delta pH = pK_{инд} - \lg[Ind^-]$
2. $\Delta pH = pK_{инд} + \lg[Ind^-]$
3. $\Delta pH = pK_{инд} \pm 1$

321. Какую форму нужно использовать для расчета рН протолитической системы, содержащей слабое основание:

1. $pH = 7 - 0,5pK_o - 0,5 \lg C_{соли}$
2. $pH = 7 + 0,5pK_k + 0,5 \lg C_{соли}$
3. $pH = 0,5 pK_b$
4. $pH = 14 + \lg C_{соли}$

5. $\text{pH} = 14 - 0,5\text{pK}_o - 0,5 \lg C_o$

322. В растворе ионы водорода существуют в виде:

1. H^+
2. $+\text{H}_3\text{O}^+$
3. H_2O
4. OH^-

323. В чистой воде концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов составляют:

1. 10^7
2. $+10^{-7}$
3. 10^{-14}
4. 10^{14}

324. Диссоциация воды процесс:

1. экзотермический
2. +эндотермический
3. сопровождающийся уменьшением энтальпии

325. Данная запись $[\text{H}^+] * [\text{OH}^-]$ соответствует:

1. H_2O
2. 14
3. pH
4. $+\text{pK}_{\text{H}_2\text{O}}$

326. В 0,01 м раствора одноосновной кислоты $\text{pH}=3$. Какое утверждение о силе этой кислоты верно:

1. кислота слабая
2. +кислота сильная

327. Как изменится pH воды, если к 10 л ее добавить 10-2 моль NaOH:

1. возрастет на 2
2. возрастет на 3
3. +возрастет на 4
4. уменьшится на 4

328. Какую формулу нужно использовать для расчета рН протолитической системы раствора соли, гидролизующейся по катиону:

1. $\text{pH} = 7 - 0,5\text{pK}_o - 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
2. $\text{pH} = 7 + 0,5\text{pK}_k + 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
3. $\text{pH} = 0,5\text{pK}_b$

329. В протолитических реакциях переносимой частицей является:

1. ион
2. +протон
3. электрон
4. электронная пара

330. Кислоты Бренстеда:

1. +донор H^+
2. акцептор H^+
3. донор электронной пары
4. акцептор электронной пары

331. Основание Бренстеда:

1. донор H^+
2. +акцептор H^+
3. донор электронной пары
4. акцептор электронной пары

332. Какую формулу нужно использовать для расчета рН протолитической системы раствора соли, гидролизующейся по катиону:

1. $\text{pH} = 7 - 0,5\text{pK}_o - 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
2. $\text{pH} = 7 + 0,5\text{pK}_k + 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
3. $\text{pH} = 0,5\text{pK}_b$

333. Укажите, какую формулу нужно использовать для расчета рН протолитической системы раствора соли, гидролизующейся по аниону:

1. $\text{pH} = 7 - 0,5\text{pK}_o - 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
2. $\text{pH} = 7 + 0,5\text{pK}_k + 0,5 \lg C_{\text{соли}}$
3. $\text{pH} = 0,5\text{pK}_b$

334. Какую окраску приобретает метилоранж в среде с $\text{pH}=3,9$:

1. малиновую
 2. синюю
 3. +красную
 4. оранжевую
335. Основание Бренстеда NH_3 :
1. анионное
 2. катионное
 3. +нейтральное
336. Кислота Бренстеда NH_4^+ :
1. анионная
 2. +катионная
 3. нейтральная
337. При каких значениях pH раствора, фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет?
1. +12
 2. 4
 3. 0
 4. 7
338. Какую окраску приобретает лакмус в нейтральной среде?
1. малиновую
 2. синюю
 3. красную
 4. +фиолетовую
339. Какое из указанных веществ при растворении в воде дает слабощелочную реакцию:
1. + NH_3
 2. CO_2
 3. SO_2
340. Какова среда раствора, если $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ моль/л:
1. +кислая
 2. щелочная
 3. нейтральная

341. Протолитической называется:

1. реакция, идущая с переносом электронов
2. реакция, идущая с переносом электронов
3. +реакция, идущая с переносом протонов от кислоты к основанию

342. Ионизация - это процесс взаимодействия:

1. окислителя с восстановителем
2. +молекул воды с молекулами слабого электролита с образованием ионов
3. кислоты с основанием с образованием соли и воды

343. Каков рН 0,01н раствора однокислотного сильного основания, если степень диссоциации его равна 100%

1. 10
2. +2
3. 4

344. Каков рН 0,01н раствора сильной одноосновной кислоты, если степень диссоциации её равна 100%

1. 1
2. +2
3. 4

345. Чему равна концентрация гидроксильных ионов в растворе, если рН = 2

1. 10^{-12}
2. $+10^{-2}$
3. 10^2

346. Чему равна концентрация гидроксильных ионов в растворе, если рН = 3

1. 10^{-12}
2. $+10^{-3}$
3. 10^2

347. Определить рН 0,01н раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$, если степень диссоциации его равен 100%

1. +12
2. 10
3. 2

348. Каково значение рН раствора соляной кислоты, если молярная концентрация эквивалента её равна 0,001 моль/ л

1. +3
2. 5
3. 10

349. Каково значение рН раствора натрия гидроксида, если молярная концентрация эквивалента равна 0,001 моль/ л

1. 3
2. 6
3. +11

350. Какой индикатор применяется при определении кислой среды

1. лакмус
2. фенол-фталеин
3. +метилоранж

351. Какой индикатор применяется при определении щелочной среды

1. лакмус
2. метилоранж
3. +фенолфталеин

Гетерогенное равновесие.

352. К каким электролитам применимо понятие константы растворимости (K_s)

1. CuSO_4
2. + CuS
3. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

353. В каком из указанных случаев раствор труднорастворимого электролита насыщен?

1. $\text{Пс.и} < K_s$
2. + $\text{Пс.и} = K_s$
3. $\text{Пс.и} > K_s$

354. Для осаждения трудно растворимого соединения необходимы следующие условия:

1. $K_s > \text{Пс.и}$
2. $K_s = \text{Пс.и}$

3. $+K_s < P_{с.и}$

355. Для последовательного осаждения ионов, являющихся объектом конкуренции, необходимо поддерживать их концентрацию:

1. +постоянной
2. переменной
3. большой

356. Присутствие одноименного иона

1. +понижает растворимость трудно растворимого электролита
2. не изменяет растворимость трудно растворимого иона
3. увеличивает растворимость трудно растворимого иона

357. Как изменяется растворимость кальция фторида в 0,1м растворе кальция нитрата по сравнению с его растворимостью в воде:

1. возрастает
2. +уменьшается
3. не изменяется

358. В какой кислоте можно растворить бария карбонат:

1. соляной
2. серной
3. азотной
4. +соляной и азотной

359. Растворимость трудно растворимых солей слабых кислот с уменьшением рН:

1. +увеличивается
2. не изменяется
3. уменьшается

360. При уменьшении рН растворимость трудно растворимых электролитов - солей слабых кислот увеличивается за счет конкуренции между:

1. анионом и катионом
2. анионом и протоном
3. +катионами металла и протоном за анион

361. Какие физиологические процессы в живом организме можно отнести к гетерогенным процессам

1. формирование костей
 2. формирование соединительной ткани
 3. формирование зубов
 4. +формирование костей и зубов
362. Какая из солей кальция входит в состав зубной эмали?
1. $+Ca_3(PO_4)_3F$
 2. $Ca_5(PO_4)_3OH$
 3. $Ca_3(PO_4)_2$
 4. $Ca_3(PO_4)_3F$ и $Ca_5(PO_4)_3OH$
363. Повышение ионов кальция в слюне:
1. +повышает прочность зубной эмали
 2. понижает прочность зубной эмали
 3. не изменяет прочность зубной эмали!
364. Какие из ионов способствуют разрушению зубов:
1. F^-
 2. $+H^+$
 3. $+OH^-$
 4. Ca^{2+}
365. Какие из ионов способствуют укреплению зубов?
1. H^+
 2. OH^-
 3. $+F^-$
 4. Ca^{2+}
366. Осаждение при смешивании двух растворов, содержащих ионы малорастворимой соли происходит, если для этих ионов:
1. произведение растворимости больше произведения концентрации ионов
 2. +произведение растворимости меньше произведения концентрации ионов
 3. произведение растворимости равно произведению концентрации ионов
 4. осадка не образуется

367. $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 2,2 \cdot 10^{-5}$ Укажите правильное соотношение между растворимостями (s) этих солей:

1. $s(\text{AgBrO}_3) < s(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$
2. $s(\text{AgBrO}_3) = s(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$
3. $s(\text{AgBrO}_3) > s(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$

368. При облучении происходит замещение ионов кальция в гидрофосфате кальция, входящего в состав костной ткани на изоморфные ионы стронция по реакции: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} + \text{Sr}^{2+} \rightarrow \text{Sr}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} + \text{Ca}^{2+}$ что:

1. не изменяет прочность костной ткани
2. приводит к хрупкости костной ткани
3. \rightarrow приводит к размягчению костной ткани

369. Чтобы уменьшить токсичность некоторых ионов в пищеварительном тракте они переводятся в:

1. \rightarrow нерастворимые соединения
2. растворимые соединения
3. комплексные соединения

370. В клинической практике для рентгенографии желудочно-кишечного тракта используется "баритовая кашлица" - BaSO_4 . При наличии в ней свободных ионов Ba^{2+} пациенту грозит отравление. Какой из электролитов способен обеспечить полноту осаждения всех свободных ионов бария в кашлице:

1. HCl
2. $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
3. HNO_3
4. CH_3COOH

371. По мере старения организма содержание в структуре костей кальция фосфата:

1. увеличивается
2. не изменяется
3. \rightarrow уменьшается

372. Растворимость электролитов, содержащихся в организме в последовательности а) $\text{CaHPO}_4 > б) \text{Ca}_4\text{H}(\text{PO}_4)_3 > в) \text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ понижается. Какая из солей является наиболее устойчивой в условиях организма:

1. а
2. б
3. \rightarrow в

373. $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$, $K_s(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$, $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,6 \cdot 10^{-4}$

Исходя из приведенных значений K_s укажите образование какой из этих солей является наиболее чувствительной реакцией на ион Ca^{2+}

1. $+\text{CaCO}_3$
2. CaSO_4
3. CaC_2O_4

374. $K_s(\text{BaCO}_3) = 8 \cdot 10^{-9}$, $K_s(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$, $K_s(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,6 \cdot 10^{-17}$

Исходя из приведенных значений K_s укажите в виде какой из этих солей будет осаждаться ион Ba^{2+}

1. BaCO_3
2. BaSO_4
3. $+\text{BaC}_2\text{O}_4$

375. Какие из ионов способствуют разрушению зубов?

1. F^-
2. $+\text{H}^+$
3. $+\text{OH}^-$
4. Ca^{2+}

376. Какие из ионов способствуют укреплению зубов?

1. H^+
2. OH^-
3. $+\text{F}^-$
4. $+\text{Ca}^{2+}$

377. Раствор, находящийся в равновесии с твердой фазой называют

1. + насыщенным
2. ненасыщенным
3. пересыщенным

378. Растворимость это

1. +равновесная массовая концентрация вещества в насыщенном растворе
2. равновесная массовая концентрация вещества в разбавленном растворе
3. равновесная массовая концентрация вещества в пересыщенном растворе

379. Растворимость малорастворимого электролита в присутствии одноименного иона

1. повышается
 2. + понижается
 3. не изменяется
380. Лимитирующей стадией гетерогенного процесса является образование
1. насыщенного раствора
 2. пересыщенного раствора
 3. +центров кристаллизации
381. Конкуренцию за общий катион выигрывает тот анион, который с этим катионом образует
1. + менее растворимое соединение
 2. более растворимое соединение
 3. растворимое соединение
382. Конкуренцию за общий анион выигрывает тот катион, который с этим анионом образует
1. + менее растворимое соединение
 2. более растворимое соединение
 3. растворимое соединение
383. Дробное осаждение наблюдается, если концентрацию иона, являющегося объектом конкуренции, поддерживать:
1. высокой
 2. низкой
 3. + постоянной
384. Растворимость труднорастворимых солей, образованных анионами слабых кислот, зависит от
1. температуры
 2. + рН
 3. концентрации
385. При гипокальцемии нервно-мышечная возбудимость
1. понижается
 2. + повышается
 3. остается постоянной

386. При гипокальцемии возникают

1. + судороги
2. + спазмы
3. кома
4. ацидоз

387. При гиперкальцемии возникают

1. судороги
2. спазмы
3. + кома
4. алкалоз

388. При гиперкальцемии нервно-мышечная возбудимость

1. + понижается
2. повышается
3. не изменяется

389. Организм снижает токсичность многих ионов металлов - токсикантов при избыточной их концентрации, переводя их в

1. растворимые соли
2. +нерастворимые соли
3. кислые соли

390. Зависимость растворимости труднорастворимых солей, образованных анионами слабых кислот, от рН объясняется

1. + конкуренцией между катионами металлов и протона за анион
2. конкуренцией между катионами и анионами за протон
3. конкуренцией между анионом и протоном за катион

391. Избыток меди и висмута выводится из организма в виде

1. + сульфидов
2. нитратов
3. хлоридов

392. Отложение мочевой кислоты и её солей в суставах, фасциях и хрящах приводит к возникновению

1. кальциноза

2. + подагры
 3. желчнокаменной болезни
393. Водный раствор кальция хлорида назначают как антидот при попадании в организм
1. уксусной кислоты
 2. + щавелевой кислоты
 3. нитратов
 4. сульфидов
394. Избыток алюминия выводится из организма в виде
1. хлорида
 2. нитрата
 3. + фосфата
 4. ацетата
395. Состояние гетерогенного химического равновесия устанавливается между
1. ненасыщенным раствором и осадком
 2. + насыщенным раствором и осадком
 3. пересыщенным раствором и осадком
396. Равновесные молярные концентрации ионов пропорциональны
1. массовой доле растворенного вещества
 2. + растворимости вещества
 3. молярной концентрации исходных веществ.
397. Окостенение(оссификация) – формирование костной ткани, неорганическую основу которой составляет
1. CaHPO_4
 2. $\text{Ca}_4\text{H}(\text{PO}_4)_3$
 3. + $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$
 4. Ca

Гидролиз.

398. Причиной гидролиза соли является:
1. изменение температуры раствора

2. нарушение реакции диссоциации соли
3. добавление кислоты
4. +нарушение химического равновесия реакции диссоциации H_2O

399. Гидролизу подвергаются

1. растворимые соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями
2. растворимые и нерастворимые основания
3. кислородосодержащие кислоты
4. нерастворимые соли
5. +некоторые растворимые в воде неорганические и органические соединения

400. Как изменяется степень гидролиза в ряду солей $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, при одинаковых концентрациях и температурах?

1. уменьшается
2. +увеличивается
3. не изменяется
4. изменяется мало

401. Какая соль не подвергается гидролизу?

1. CH_3COOK
2. + KCl
3. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

402. При гидролизе соли NH_4Cl реакция водного раствора:

1. $\text{pH} > 7$
2. $\text{pH} = 7$
3. + $\text{pH} < 7$

403. При гидролизе соли Na_2S реакция водного раствора :

1. + $\text{pH} > 7$
2. $\text{pH} = 7$
3. $\text{pH} < 7$

404. При гидролизе соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ реакция водного раствора:

1. $\text{pH} > 7$
2. + $\text{pH} = 7$

3. $\text{pH} < 7$

405. При гидролизе соли AlCl_3 pH определяют по формуле:

1. $+\text{pH} = 7 - 1/2 \text{pKосн.} - 1/2 \lg C$ соли

2. $\text{pH} = 7 + 1/2 \text{pKосн.} + 1/2 \lg C$ соли

3. $\text{pH} = 7 + 1/2 \text{pKосн.} - 1/2 \lg C$ соли

406. Смешали водные растворы муравьиной кислоты и гидроксида натрия в соотношении V (кислота): V (щелочь) = 5:5. Укажите тип образовавшейся протолитической системы.

1. раствор, содержащий буферную систему

2. +раствор, содержащий соль, гидролизующуюся по аниону

3. раствор, содержащий соль, гидролизующуюся по катиону

4. раствор, содержащий соль, гидролиз которой подавлен одноименным ионом

5. раствор, содержащий кислоту, ионизация которой подавлена одноименным ионом

407. Какая из солей гидролизуетя быстрее?

1. K_2S

2. $+(\text{NH}_4)_2\text{S}$

3. Na_2CO_3

4. KCl

408. Растворы каких солей характеризуются значением $\text{pH} > 7$?

1. NaCl

2. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

3. $+\text{Na}_2\text{CO}_3$

409. Растворы каких электролитов характеризуются $\text{pH} < 7$?

1. NaCl

2. $+\text{FeCl}_3$

3. K_2S

4. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

410. Щелочной раствор получается при растворении в воде:

1. $+\text{Na}_2\text{S}$

2. AlCl_3

3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

4. NH_4Cl
411. В растворе каких солей метилоранж имеет красный цвет?
1. NaBr
 2. $+\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
 3. Al_2S_3
 4. K_2CO_3
412. В растворе каких солей фенолфталеин имеет малиновую окраску?
1. $+\text{CH}_3\text{COOK}$
 2. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 3. $+\text{Na}_2\text{S}$
 4. AlCl_3
413. Гидролизом солей называется:
1. физическое взаимодействие между молекулами соли и молекулами воды, приводящие к распаду соли на ионы
 2. химическое взаимодействие ионов соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH раствора
 3. химическая реакция, приводящая к увеличению степени диссоциации соли и изменению электропроводности
 4. процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул воды
 5. разложение соли на ионы с образованием гидратированных ионов и изменением степени диссоциации соли
414. Реакция среды водного раствора соли зависит от:
1. концентрации раствора соли
 2. температуры раствора
 3. природы соли
 4. степени диссоциации соли
 5. степени гидролиза соли
415. Реакция среды в результате гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:
1. $\text{pH} = 7$
 2. $+\text{pH} > 7$
 3. $\text{pH} < 7$

4. $pH = 5$

5. $pH = 1$

416. Реакция среды в результате гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:

1. $pH > 7$

2. $pH = 7$

3. $pH < 7$

4. $pH = 10$

5. $pH = 8$

417. Реакция среды в результате гидролиза соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой:

1. щелочная, кислая, слабокислая

2. щелочная

3. нейтральная, кислая, слабокислая

4. +нейтральная, слабокислая, слабощелочная

5. нейтральная, слабощелочная, щелочная

418. По каким признакам различают виды гидролиза солей?

1. +по иону, вызывающему гидролиз

2. по реакции среды водного раствора соли

3. по способности соли к диссоциации

4. по величине степени гидролиза

419. Качественной характеристикой гидролиза является :

1. концентрация гидролизованной соли

2. +реакция среды

3. общая концентрация растворенной соли

4. степень гидролиза

420. Количественная характеристика гидролиза:

1. степень диссоциации и константа диссоциации соли

2. константа диссоциации и природа соли

3. степень диссоциации и температура

4. +степень гидролиза и константа гидролиза соли

5. концентрация соли и рН среды

421. Какой ион вызывает гидролиз соли Al_2S_3

1. анион
2. катион
3. +оба иона

422. При гидролизе сульфида алюминия образуются:

1. кислая соль и основание
2. +основание и кислота
3. основная соль и кислота
4. соль и кислота

423. Как можно уменьшить степень гидролиза соли $FeCl_2$?

1. +подкислить раствор соли
2. подщелочить раствор соли
3. разбавить раствор водой
4. +уменьшить концентрацию соли
5. повысить температуру

424. Степень гидролиза при охлаждении раствора хлорида железа (II):

1. +уменьшится
2. увеличится
3. не изменится
4. увеличится в два раза

425. Соли s-элементов 1 и 2 группы:

1. +не подвергаются гидролизу по катиону
2. гидролиз протекает преимущественно по катиону
3. +гидролиз протекает преимущественно по аниону
4. гидролиз протекает по катиону и аниону!

426. Соли p-элементов гидролизу:

1. не подвергаются
2. подвергаются по катиону
3. +подвергаются по катиону и аниону слабой кислоты

4. подвергаются по аниону
427. Подвергаются ли гидролизу соли d-элементов?
1. +подвергаются гидролизу по катиону и аниону (если соль образована слабой кислотой)
 2. гидролизуются только по катиону (если соль образована слабой кислотой)
 3. подвергаются гидролизу по катиону и аниону
 4. не подвергаются гидролизу
428. Гидролиз соединений биогенных элементов представляет собой реакцию:
1. химического взаимодействия вещества с солью
 2. химического взаимодействия вещества с кислотой
 3. химического взаимодействия вещества в щелочью
 4. +разложения вещества водой
 5. термического разложения вещества водой
429. Гидролиз солей это процесс
1. + обратимый и эндотермический
 2. необратимый и эндотермический
 3. обратимый и экзотермический
430. При гидролизе соли Na_2S в растворе накапливаются ионы
1. H^+
 2. H_3O^+
 3. + OH^-
 4. Na^+
431. Реакция гидролиза относится к реакциям
1. окислительно-восстановительным
 2. комплексообразования
 3. +протолитическим
432. Гидролиз соли это
1. взаимодействие молекул соли с водой
 2. + взаимодействие ионов соли с водой по типу кислот или оснований
 3. взаимодействие ионов соли с водой по типу кислот
433. У солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется
1. +анион-среда подщелачивается
 2. катион-среда подщелачивается
 3. анион-среда подкисляется
434. У солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуется
1. анион и среда подщелачивается
 2. +катион и среда подкисляется

3. анион и среда подкисляется
 4. анион и катион и среда нейтральная
435. У солей образованных слабым основанием и слабой кислотой гидролизуется
1. анион и среда подщелачивается
 2. катион и среда подкисляется
 3. анион и среда подкисляется
 4. + анион и катион и среда нейтральная
436. Гидролиз солей количественно оценивается :
1. степенью гидролиза
 2. + степенью гидролиза и константой гидролиза
 3. константой гидролиза
437. Химическое равновесие в растворе гидролизованной соли определяется по:
1. + константе гидролиза
 2. степени гидролиза
 3. степени гидролиза и константе гидролиза
438. При гидролизе соли Na_2CO_3 образуется:
1. средняя соль
 2. основная соль
 3. + кислая соль
 4. двойная соль
439. На какой ступени заканчивается гидролиз соли FeCl_3 :
1. + на первой
 2. на второй
 3. на третьей
440. На какой ступени заканчивается гидролиз соли FeCl_2 :
1. + на первой
 2. на второй
 3. на третьей
441. Степень гидролиза с разбавлением раствора соли
1. убывает
 2. + возрастает
 3. не изменяется
442. При повышении температуры степень гидролиза
1. убывает
 2. + возрастает
 3. не изменяется
443. Локальные гидролитические процессы, происходящие в организме могут приводить к
1. увеличению рН
 2. понижению рН
 3. установлению изогидрии
 4. + всему перечисленному
444. Степень гидролиза соли тем больше, чем

1. слабее кислота образующая соль
 2. сильнее кислота образующая соль
 3. +слабее кислота и соль образующие соль
445. Гидролиз соли, при протекании которого образуется осадок или газ
1. не идёт
 2. обратим
 3. + не обратим
446. Чем слабее основание, образующее соль, тем
1. слабее гидролизуется соль
 2. + сильнее гидролизуется соль
 3. соль не гидролизуется

Коллигативные свойства.

447. К коллигативным свойствам растворов относятся:
1. осмотическое давление
 2. понижение упругости пара растворителя над раствором
 3. повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов
 4. +все перечисленные свойства относятся к коллигативным
448. Коллигативные свойства растворов обусловлены:
1. природой компонентов
 2. количеством кинетических единиц растворенного вещества
 3. +природой компонентов и количеством кинетических единиц растворенного вещества
 4. природой растворителя
449. Как изменяется изотонический коэффициент при разбавлении раствора электролита:
1. не изменяется
 2. уменьшается
 3. +увеличивается
450. Относительное понижение упругости насыщенного пара растворителя над раствором равно:
1. молярной доле растворителя
 2. +молярной доле растворенного вещества
 3. молярной концентрации растворенного вещества
 4. не зависит от концентрации растворенного вещества

451. Большие отклонения от законов Рауля:

1. для разбавленных растворов
2. +для концентрированных растворов
3. отклонения примерно одинаковы в разбавленных и концентрированных растворах

452. Повышение температуры кипения раствора не электролита рассчитывается по формуле:

1. $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} * C_m$
2. + $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} * C_m$
3. $\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} * C_m$
4. $\Delta T_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} * C_m$

453. Депрессия температуры замерзания раствора электролита рассчитывается по формуле:

1. $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} C_m$
2. $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} C_m$
3. + $\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} C_m$
4. $\Delta T_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} C_m$

454. Криоскопическая константа зависит от:

1. +природы растворителя
2. природы растворенного вещества
3. концентрации растворенного вещества
4. природы растворителя и растворенного вещества и концентрации растворенного вещества
5. ни от чего не зависит

455. Какой из растворов с концентрацией, равной 0,1 моль/кг воды, имеет самую низкую температуру замерзания:

1. + AlCl_3
2. NaCl

456. Раствор какого вещества кипит при более низкой температуре, если молярные концентрации их равны:

1. KNO_3
2. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

3. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
4. $+\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

457. Над раствором какого вещества давление пара растворителя будет наибольшим, если температура и молярные доли растворенного вещества равны:

1. +сахар
2. AlCl_3
3. NaCl

458. При осмосе через полупроницаемую мембрану наблюдается движение:

1. +растворителя
2. растворенного вещества
3. растворителя и растворенного вещества

459. Осмос, направленный из системы в окружающую среду, называется:

1. изоосмосом
2. эндоосмосом
3. +экзоосмосом

460. Осмос, направленный из окружающей среды во внутрь системы, называется:

1. изоосмосом
2. +эндоосмосом
3. экзоосмосом

461. Состояние системы, при котором скорость эндоосмоса равна скорости экзоосмоса, называется:

1. +изоосмосом
2. эндоосмосом
3. экзоосмосом

462. Математическое выражение закона Вант-Гоффа для не электролитов:

1. $X = Kp$
2. $\pi = icRT$
3. + $\pi = cRT$
4. $P_{\text{общ.}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$

463. Онкотическое давление - это часть осмотического давления крови и оно обусловле-

НО В ОСНОВНОМ:

1. ионами K^+ и Na^+
2. ионами Cl^- , HCO_3^-
3. +высокомолекулярными коллоидами
4. Na^+ , K^+ , Cl^- , HCO_3^-

464. Как изменится осмотическое давление раствора мочевины при увеличении температуры с 1 градуса С до 2 градусов С

1. увеличится в два раза
2. уменьшится в два раза
3. +увеличится незначительно
4. уменьшится незначительно
5. не изменится

465. Введение в организм большого количества воды:

1. повышает
2. +понижает
3. не изменяет осмотическое давление!

466. При погружении клеток крови в гипотонический раствор происходит:

1. +гемолиз
2. плазмолиз
3. гемолиз и плазмолиз
4. изменений не происходит!

467. При погружении клеток крови в изотонический раствор происходит:

1. гемолиз
2. плазмолиз
3. гемолиз и плазмолиз
4. +изменений не происходит!

468. При погружении клеток крови в гипертонический раствор происходит:

1. гемолиз
2. +плазмолиз
3. изменений не происходит!

469. При интенсивной потере солей организмом происходит

1. повышение онкотического давления
2. повышение осмотического давления
3. +понижения осмотического давления
4. осмотическое давление не изменяется

470. Возникновение чувства жажды при приеме соленой пищи обусловлено изменением:

1. рН
2. +осмотического давления
3. онкотического давления
4. рН, осмотического давления и онкотического давления в организме

471. Как изменится температура кипения и температура замерзания водного раствора глюкозы при разбавлении водой?

1. температура кипения увеличится, температура замерзания уменьшится
2. +температуру кипения уменьшится, температура замерзания увеличится
3. обе температуры увеличатся
4. не изменится ни та, ни другая

472. По какому из нижеприведенных выражений следует рассчитывать повышение температуры кипения раствора кальция хлорида:

1. CRT
2. iCRT
3. $K_{эб}C_m$
4. +i $K_{эб}C_m$
5. $K_{эб}C_m$

473. Внутривенно больному можно вводить растворы по отношению к крови:

1. гипертонические
2. +изотонические
3. гипотонические
4. любые

474. Основным органом осморегуляции в организме является:

1. сердце
2. печень

3. +почка
4. мочевого пузыря

475. Осмотическое давление создаваемое растворами электролитов:

1. +выше
2. ниже
3. такое же как в растворах не электролитов!

476. Какие растворы называют изотоническими

1. + имеющие одинаковое осмотическое давление
2. имеющие одинаковую молярную концентрацию
3. содержащие равные молярные доли растворённого вещества
4. имеющие одинаковые доли растворённого вещества

477. Какой раствор натрия хлорида изотоничен плазме крови:

1. 0,56%
2. 1,3%
3. + 0,86%
4. 2%

478. Одинаково ли осмотическое давление в 0,01 моль/л раствора сахарозы, 0,01 моль/л раствора $Al_2(SO_4)_3$ и 0,01 моль/л раствора KNO_3

1. одинаково
2. + не одинаково

479. Растворы с одинаковым осмотическим давлением называются :

1. + изотоническими
2. гипотоническими
3. гипертоническими

480. Раствор NaCl (0,9%) по отношению к крови называется:

1. +изотоническим
2. гипотоническим
3. гипертоническим

481. Растворы с большим осмотическим давлением называются :

1. изотоническими

2. гипотоническими
3. +гипертоническими

482. Растворы с меньшим осмотическим давлением называются :

1. изотоническими
2. +гипотоническими
3. гипертоническими

483. Криометрия - метод определения молярной массы вещества , в основе которого лежит измерение:

1. π
2. $+\Delta T_{\text{зам}}$
3. $\Delta T_{\text{кип}}$
4. ΔP

484. Эбулиометрия - метод определения молярной массы вещества , в основе которого лежит измерение:

1. π
2. $\Delta T_{\text{зам}}$
3. $+\Delta T_{\text{кип}}$
4. ΔP

485. Осмометрия - метод определения молярной массы вещества , в основе которого лежит измерение:

1. $+\pi$
2. $\Delta T_{\text{зам}}$
3. $\Delta T_{\text{кип}}$
4. ΔP

486. Будут ли отличаться температуры замерзания 1М раствора NaCl и 1М раствора глюкозы:

1. +будут отличаться
2. не будут отличаться

487. Как изменяется давление насыщенного пара растворителя над раствором по мере увеличения концентрации раствора неэлектролита

1. +уменьшается

2. увеличивается
3. не изменяется

488. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа обусловлено изменением:

1. + увеличением числа частиц в растворе
2. уменьшением числа частиц в растворе

489. Криоскопическая константа для воды равна 1,86. Что показывает это число:

1. + понижение температуры замерзания, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
2. повышение температуры замерзания, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
3. понижение температуры кипения, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
4. повышение температуры кипения, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя

490. Эбулиоскопическая константа для воды равна 0,52. Что показывает это число :

1. понижение температуры замерзания, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
2. повышение температуры замерзания, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
3. понижение температуры кипения, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя
4. + повышение температуры кипения, вызванное растворением 1 моля вещества в 1000мл растворителя

491. От каких факторов зависит величина понижения температуры замерзания раствора :

1. + от моляльной концентрации раствора
2. от молярной концентрации раствора
3. от молярной концентрации эквивалента раствора

492. От каких факторов зависит величина повышения температуры кипения раствора :

1. + от моляльной концентрации раствора
2. от молярной концентрации раствора
3. от молярной концентрации эквивалента раствора

493. Пар находящийся в равновесии с жидкостью называется:

1. ненасыщенным
 2. пересыщенным
 3. + насыщенным
494. Раствор какого вещества кипит при более высокой температуре низкой температуре , если молярные концентрации их равны :
1. KNO_3
 2. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 3. + $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 4. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
495. Осмосом называют преимущественно
1. двустороннее проникновение молекул растворителя и растворённого вещества через полупроницаемую мембрану
 2. + одностороннее проникновение молекул растворителя через полупроницаемую мембрану
 3. одностороннее проникновение молекул растворённого вещества через полупроницаемую мембрану
496. Над раствором какого вещества давление пара растворителя будет наибольшим, если температура и молярные доли растворённых веществ будут равными :
1. +сахароза
 2. NaCl
 3. AlCl_3
 4. Na_2SO_4
497. Давление насыщенного пара растворителя над раствором зависит от:
1. температуры
 2. природы растворителя
 3. +природы растворённого вещества
498. Какое уравнение соответствует закону Вант-Гоффа для растворов электролитов:
1. $\pi = i C R T$
 2. + $\pi = i C R T$
 3. $\pi = C R T$
499. Раствор какого вещества имеет максимальное осмотическое давление при одинаковой температуре и равных молярных концентрациях :
1. KNO_3
 2. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 3. + $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 4. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
500. Раствор какого вещества кипит при более низкой температуре, если молярные концентрации их равны :

1. CaCl_2
2. NaCl
3. KNO_3
4. + молочная кислота

501. Какова молярность раствора глюкозы изотоничного плазме крови :

1. 0,02моль/л
2. +0,2моль/л
3. 0,002моль/л

КОЛЛОКВИУМ №1 (УК-1,ОПК-1)

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

1. Растворы, их классификация.
2. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация)..
3. Коллигативные свойства растворов.
4. Закон Рауля и следствия из него.
5. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы. Методы эбулиоскопии и криоскопии.
6. Осмос и осмотическое давление. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.
7. Закон Вант-Гоффа для неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент, его физический смысл.
8. Гипо-, гипер-, изотонические растворы. Растворы изотоничные крови.
9. Явление плазмолиза, гемолиза и изоосмии.

Задачи

1. В 300 г воды растворили 0,5 моля мочевины. Найти понижение давления насыщенного пара воды над раствором при 100°C ($p_0=101,3$ кПа).
2. В 720 г воды растворили 1 моль фруктозы. Найти понижение давления пара растворителя над раствором при 100°C ($p_0 = 101,3$ кПа).
3. В 180 г воды растворил 6 г мочевины с $M_r(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60$ г/моль. Найти давление пара растворителя над раствором мочевины при 100°C ($p_0=101,3$ кПа).
4. Найдите температуру кипения 0,1 моль/кг раствора NaCl ($i = 1,92$), а $K_{\text{Эб}} = 0,563$.
5. Рассчитайте, при какой температуре должен кристаллизироваться раствор, содержащий 250 г глюкозы в 1 л воды ($K_{\text{кр}} = 1,86$).
6. При растворении 5 г вещества в 200 г воды получается раствор, кристаллизирующийся при $-1,45^\circ\text{C}$. Определите молекулярную массу веществ. ($K_{\text{кр}} = 1,86$).
7. Вычислите осмотическое давление (в кПа) раствора не электролита, содержащего 0,2 моль вещества в 44,8 л раствора. $R=8,31$ кПа л/моль-К.
8. В 4 л воды растворили 1 моль глюкозы. Каково осмотическое давление раствора при 0°C ? $R=8,31$ кПа л/моль-К.
9. В 22,4 л воды растворили 2 моль мочевины. Каково осмотическое давление раствора при 0°C ? $R=8,31$ кПа л/моль-К.
10. Имеется 200 г раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), содержащего 7,2 г растворенного вещества. Температура раствора равна 27°C . Вычислить осмотическое давление раствора. $R=8,31$ кПа л/моль К

11. В каком объеме воды следует растворить 0,5 моля не электролита, чтобы осмотическое давление раствора при 0°C равнялось 1 атм? $R=0,082$ атм л/моль·К.

Ситуационные задачи

1. При патологических состояниях в организме могут возникать различные виды отеков: застойные отеки (при механических повреждениях), сердечные отеки, отеки при гипопроотеинемиях (снижение концентрации в крови) и др.

- а) Объясните механизм возникновения застойных отеков, используя схему физико-химической регуляции водно-солевого обмена.
- б) Каковы физико-химические основы возникновения сердечных отеков, отеков при гипопроотеинемиях?
- в) Какие виды отеков вы знаете?

2. Большую опасность для жизни больного представляют отеки мозга, легких, при которых одним из способов оказания помощи является введение гипертонических растворов глюкозы.

- а) Почему при угрожающих жизни отеков мозга, легких больному вводят гипертонический раствор глюкозы?
- б) Какие преимущества имеют растворы глюкозы перед растворами натрия?
- в) Почему при отеках недопустимо употребление солей?

3. Гипо- и гипертонические растворы находят широкое применение в медицине. Для правильного оказания помощи больному врач должен знать физико-химические основные стадии гипо- и гипертонических растворов.

- а) Объяснить, почему при аллергических реакциях, сопровождающихся отеками тканей, в организм вводят концентрированные растворы CaCl_2 (10%), глюкозы (20%).
- б) Объясните механизм противомикробного действия гипертонических растворов, применяемых для промывания и обработки ран.
- в) Почему нельзя вводить в организм в больших количествах гипо- или гипертонические растворы?

4. Нарушения электролитного и водного обмена в организме могут привести к необратимым и летальным изменениям в ЦНС.

- а) Какие изменения водно-солевого обмена происходят при введении больших количеств бессолевых жидкостей больным с нарушенной функцией почек? К каким последствиям для больного это может привести?
- б) При введении больших количеств солевых изотонических растворов могут наблюдаться отеки конечностей и легких. Объясните физико-химический механизм возникновения этих отеков.
- в) Какие нарушения водно-солевого обмена могут наступать при употреблении морской воды? (концентрация Na^+ в морской воде в 2 раза выше, чем в концентрированной моче).

5. Газовые гангрены вызываются микробами, размножающихся в бескислородных условиях в глубине ран и омертвевших тканей. При лечении газовых гангренов применяют метод гипербарической оксигенации. Мотивируйте возможность применения метода ГБО, основываясь на знании физико-химических основ растворимости газов в биологических жидкостях.

6. При быстром подъеме водолазов из глубины может возникнуть кессонная болезнь, представляющая большую опасность для ткани. Используя знание физико-химических основ растворимости газов в биологических жидкостях, объясните механизм возникнове-

ния кессонной болезни. Почему замена азота гелием в дыхательных смесях устраняет опасность возникновения кессонной болезни?

КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ РАВНОВЕСИЕ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Протолитическая теория кислот и оснований. Закон разведения Оствальда.
2. Сила кислот и оснований.
3. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды (ионное произведение воды).
4. Водородный показатель как количественная мера активной кислотности и щелочности.
5. Типы протолитических реакций. Реакции ионизации, нейтрализации и гидролиза.
6. Роль гидролиза в биохимических реакциях.
7. Даны соли: 1) аммония сульфид; 2) натрия карбонат; 3) натрия сульфид; 4) калия гидросульфид; 5) железа (III) хлорид; 6) железа (II) нитрат; 7) меди (II) нитрат; 8) ацетат натрия; 9) аммония нитрат; 10) аммония хлорид; 11) аммония ацетат. Для каждого случая напишите: а) формулу соли; б) укажите её тип; в) запишите её гидролиз; г) константу гидролиза; д) запишите формулу для расчета pH раствора данной соли.

Задачи

1. В водном растворе концентрация гидроксид ионов равна 10^{-3} моль/л. Рассчитать pH этого раствора.
2. Вычислите pH 0,01 М раствора HCl.
3. Рассчитайте pH 0,1 М раствора уксусной кислоты, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$. Определить pH раствора NH_4OH , если $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$.
4. Определить pH 0,1 М раствора фосфорной кислоты $K_d(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,52 \cdot 10^{-3}$. Какую реакцию среды будет иметь раствор, в котором концентрация $[\text{OH}^-] = 0,01$ М?
5. Рассчитать значение pH 0,2 М раствора CH_3COONa соли, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
6. Рассчитать значение pH 0,2 М раствора Na_2CO_3 , если значение $K_d(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1,32 \cdot 10^{-7}$.
7. Рассчитать значение pH 0,05 М раствора соли NaHCO_3 , если $K_d(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$.
8. Рассчитать значение pH 0,01 М раствора соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, если значение констант следующие: $K_K(\text{H}_2\text{S}) = 6,1 \cdot 10^{-8}$, $K_O(\text{NH}_3) = 6,3 \cdot 10^{-5}$.
9. Рассчитать значение pH 0,05 М раствора калия сульфита, если $K(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1,58 \cdot 10^{-2}$.
10. Рассчитать значение pH 0,1 М раствора соли NH_4Cl , если $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$.
11. Определить pH 0,5 М раствора железа (III) хлорида, $K_d(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,82 \cdot 10^{-11}$.
12. Вычислить pH раствора хлорида аммония с концентрацией соли $C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1$ моль/л.
13. Напишите уравнение гидролиза соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Укажите реакцию среды, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Ситуационные задачи

1. Избыточное содержание кислоты в желудочном соке можно нейтрализовать щелочью. Объясните, почему гидрокарбонат натрия применяется в медицине при повышенной кислотности желудочного сока. Ответ подтвердите составлением протекающих при этом реакций?

2. Соли, дающие при гидролизе сильнощелочную среду, не применяются для полосканий, так как вызывают повреждение клеток. Какую из солей Na_2CO_3 или NaHCO_3 нельзя применять в медицине для полосканий. Ответ мотивируйте.

3. Ряд солей (CuSO_4 , ZnSO_4 , AgNO_3 и др.) применяют в медицине в небольших концентрациях как вяжущие и местные противовоспалительные средства. Что является одной из основных причин вяжущего и противовоспалительного действия этих солей?

4. Какая реакция лежит в основе применения $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ для очистки воды? Напишите уравнение данной реакции?

КОЛЛОКВИУМ №2 (УК-1,ОПК-1)

ГЕТЕРОГЕННЫЕ ПРОЦЕССЫ И РАВНОВЕСИЯ

1. Гомогенные и гетерогенные системы.
2. Условия образования и растворения осадков.
3. Гетерогенные равновесия в живых организмах (формирование неорганического вещества костной и зубной ткани).
4. Константа растворимости и растворимость.
5. Напишите уравнение реакции между: 1) CaCl_2 и Na_3PO_4 2) BaCl_2 и Na_3PO_4 3) NiCl_2 и NaOH 4) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ и NH_4OH 5) CaCl_2 и Na_2CO_3 6) CoCl_2 и NaOH 7) FeCl_3 и NaOH 8) AlCl_3 и NaOH .

Для каждого случая запишите: а) гетерогенное равновесие; б) выражение для константы растворимости для, выпадающего в осадок соединения; в) формулу для расчета K_s осадка и растворимости (s).

Задачи

1. Растворимость (s) магния гидроксида при 18°C равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти константу растворимости K_s ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).
2. Вычислить растворимость магния гидроксида, если $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 3,4 \cdot 10^{-11}$.
3. Во сколько раз растворимость (в S моль/л) железа (II) гидроксида больше растворимости железа (III) гидроксида, если $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 0,1 \cdot 10^{-16}$, $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 3,8 \cdot 10^{-32}$?
4. Растворимость (s) бария сульфата составляет $1,7 \cdot 10^{-3}$ грамм на 100 г воды. Вычислить $K_s(\text{BaSO}_4)$.
5. Вычислить растворимость серебра иодида, если $K_s(\text{AgI}) = 1,4 \cdot 10^{-16}$.
6. Смешаны равные объемы 0,02 М растворов кальция хлорида и натрия сульфата. Образуется ли осадок кальция сульфата, если $K_s(\text{CaSO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-10}$?

6. ОВР (УК-1,ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

502. Окислительно – восстановительными являются реакции:

1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$
2. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{S}$
3. $+ \text{Fe} + \text{HCl}$
4. $\text{SO}_3 + \text{NaOH}$

503. Укажите степень окисления водорода в соединениях CaH_2 ; KH ; NaAlH_4 :
1. $+ -1$
 2. 0
 3. $+1$
 4. $+2$
504. Укажите ионы которые могут выполнять только окислительную функцию:
1. CrO_2^- ;
 2. $^{2-}\text{CrO}_4$;
 3. $^-\text{NO}_3$
 4. ^+H
505. Окислительно – восстановительной гомогенной реакцией соединения является:
1. +синтез аммиака из азота и водорода;
 2. синтез хлорида аммония из аммиака и хлороводорода;
 3. синтез сероводорода из ромбической серы и водорода;
 4. процесс гашения извести.
506. Гомогенной эндотермической реакцией окисления – восстановления является:
1. нейтрализация водного раствора едкого натрия соляной кислотой;
 2. взаимодействие оксида азота (4) с водой в присутствии кислорода;
 3. +синтез монооксида азота из простых веществ;
 4. гидратация серного ангидрида.
507. В каком случае происходит процесс окисления:
1. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
 2. $^+\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
 3. $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$
 4. $^+\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
508. Какое вещество – продукт восстановления разбавленной H_2SO_4 образуется в реакции $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$:
1. H_2S
 2. S

3. SO₂

4. +H₂

509. Какой металл при взаимодействии с разбавленной HNO₃ может восстанавливать ее до N₂:

1. Ag

2. +Zn

3. Pb

4. K

510. Какой из следующих процессов не является окислительно – восстановительным:

1. фотосинтез

2. +гашение извести

3. горение метана

4. коррозия металла

511. Какова степень окисления углерода в соединениях CH₃Cl и C₂H₄:

1. - 4

2. 0

3. +– 2

4. +4; +2

512. Укажите реакции диспропорционирования :

1. 4HNO₃ = 4NO₂ + 2H₂O + O₂

2. 2KClO₃ = 2KCl + 3O₂

3. +4KCl₃ = 3KClO₄ + KCl

4. 2HClO = 2HCl + O₂

513. В каком из преобразований происходит процесс окисления:

1. H₂SO₄ → H₂SO₃

2. Cl₂O → HCl

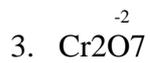
3. +P → H₃PO₄

4. + Fe → FeSO₄

514. Какая частица может проявлять только восстановительные свойства:

1. Cr³⁺

2. +S⁻²



515. Какие продукты образуются при взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой:

1. NO_2
2. NO
3. H_2
4. $+\text{NH}_4\text{NO}_3$

516. Какое вещество образуется при взаимодействии угля с конц. H_2SO_4 :

1. CO
2. H_2SO_3
3. $+\text{CO}_2$
4. CH_4

517. Какова степень окисления кислорода в K_2O_2 и CaO_2 :

1. -2;
2. +1;
3. 0;
4. +2

518. Какие соединения проявляют окислительно – восстановительную двойственность :

1. $+\text{H}_2\text{SO}_3$;
2. $+\text{HClO}_3$;
3. HNO_2
4. H_2CO_3

519. Какое вещество образуется в результате реакции $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

1. SO_2
2. $+\text{H}_2\text{S}$
3. H_2
4. S

520. Какие свойства проявляет сера со степенью окисления (-2) в окислительно – восстановительных реакциях:

1. окислитель
2. +и окислитель и восстановитель
3. восстановитель
4. никаких

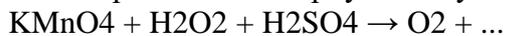
521. В каком из процессов происходит восстановление:

1. $\text{Cr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$
2. $+\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
3. $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
4. $+\text{O}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$

522. Укажите продукт полного восстановления азотной кислоты:

1. NO_2 ;
2. NO ;
3. $+\text{NH}_3$;

523. Определить молярную массу эквивалента окислителя в реакции:



1. +31,6;
2. 52,67;
3. 158;
4. 17;

524. Определить молярную массу эквивалента окислителя в реакции:



1. 31,6;
2. 52,67;
3. +158;
4. 63;

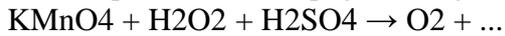
525. Определить молярную массу эквивалента окислителя в реакции:



1. 31,6;
2. +52,67;
3. 158;

4. 63;

526. Определить молярную массу эквивалента восстановителя :



1. +17;
2. 877;
3. 158,5;
4. 97,6;

527. Указать процесс протекающий в следующей схеме $\overset{2-}{\text{SO}_3} \rightarrow \overset{2-}{\text{SO}_4}$:

1. восстановление
2. диспропорционирование
3. +окисление
4. ОВР не протекает

528. Указать процесс протекающий в следующей схеме $\overset{2-}{\text{SO}_4} \rightarrow \text{SO}_2$

1. + восстановление
2. окисление

529. Указать процесс протекающий в схеме $\overset{2-}{\text{CrO}_4} \xrightarrow{\text{pH}>7} \overset{3+}{\text{Cr}}$

1. +восстановление
2. диспропорционирование
3. окисление
4. ОВР на протекает

530. Указать число электронов принимающих участие в процессе $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$:

1. 3
2. 1
3. 0
4. + 2

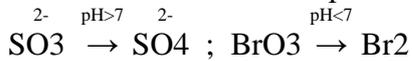
531. Указать число электронов принимающих участие в процессе: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^-$:

1. +10
2. 5
3. 2
4. 1

532. Указать число электронов принимающих участие в процессе: $\overset{3+}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{2-}{\text{CrO}_4}$

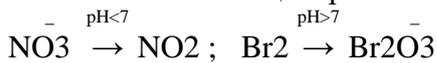
1. 5
2. 1
3. 8
4. +3

533. Указать частицы принимающие участие в следующих процессах:



1. $\text{OH}^-; \text{H}_2\text{O}$
2. $+\text{OH}^-; \text{H}^+$
3. $\text{H}_2\text{O}_2; \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{O}; \text{OH}^-$

534. Указать частицы принимающие участие в следующих процессах:



1. $\text{H}_2\text{O}; \text{OH}^-$
2. $+\text{H}^+ ; \text{OH}^-$
3. $\text{H}_2\text{O}; \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}^+ ; \text{H}_2\text{O}$

535. Молекулы воды не принимают участие в следующих схемах процессов:

1. $+\text{Br}^- \xrightarrow{\text{pH}>7} \overset{-}{\text{Br}_2\text{O}_3}$
2. $\overset{-}{\text{NO}_3} \xrightarrow{\text{pH}<7} \text{NO}_2$
3. $\text{PH}_3 \xrightarrow{\text{pH}<7} \text{H}_3\text{PO}_4$
4. $+\text{ClO}_3^- \xrightarrow{\text{pH}>7} \overset{-}{\text{Cl}}$

536. В окислительно – восстановительных реакциях переносимой частицей является:

1. протон
2. молекула
3. ион
4. +электрон

537. Эквивалент окислителя и восстановителя рассчитывается по формуле:

1. $M(1/z \ x) = M(x)/z;$
2. $+ M(1/z \ x) = f \text{ эк. } M(x)$

3. $+M(1/z x) = M(x)/\pm ne$;
538. Электрохимический фактор эквивалентности равен:
1. $f_{\text{эк.}} = 1/z$
 2. $f = M(1/z x)/M(x)$
 3. $+f_{\text{эк.}} = 1/\pm ne$
539. Определите степень окисления фосфора в пиррофосфорной кислоте $H_4P_2O_7$:
1. $+(+5)$
 2. -3
 3. $+3$
 4. -1
540. Пероксид водорода обладает бактерицидными свойствами за счет того, что проявляет:
1. кислотные свойства;
 2. восстановительные свойства;
 3. свойства солей;
 4. +окислительные свойства;
541. Какие свойства проявляет вода в реакции $2H_2O + 2F_2 \rightarrow O_2 + 4HF$:
1. +восстановителя;
 2. окислителя;
 3. верно все перечисленное;
542. Восстановление – это процесс:
1. +присоединения электронов и понижения степени окисления атома окислителя;
 2. отдачи электронов и повышения степени окисления атома восстановителя;
 3. присоединения электронов и повышения степени окисления атома окислителя;
543. Укажите тип реакции разложения перекиси водорода:
1. межмолекулярный;
 2. внутримолекулярный;
 3. +диспропорционирования;
544. Атом молибдена в ферментативной реакции отщепляет электроны от субстрата. Как меняется при этом его степень окисления:

1. увеличивается;
2. не изменяется;
3. +уменьшается;
4. и убывает и возрастает;

545. Протеканию окислительно – восстановительного процесса: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$, благоприятствует среда:

1. +нейтральная;
2. щелочная;
3. кислая;

546. Какой это процесс: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$:

1. окисление в щелочной среде;
2. окисление в кислой среде;
3. +восстановление в кислой среде;
4. восстановление в щелочной среде;

547. Какие продукты восстановления образует перманганат калия в кислой среде:

1. MnO_4^{2-}
2. MnO_2
3. MnO_4^-
4. $+\text{Mn}^{2+}$

548. Укажите формулы восстановлений:

1. O_2
2. $+\text{NH}_3$
3. $+\text{H}_2\text{S}$
4. HClO_4

549. Степень окисления – это:

1. валентность атома в одной частице;
2. способность атома к окислению;
3. +формальный заряд атома в молекуле.

КОЛЛОКВИУМ № 3
(УК-1,ОПК-1)

Задание 1. Определите степень окисления элементов вашего варианта в следующих соединениях (табл. 1).

Таблица 1

Варианты контрольного задания

Вариант	Соединения
1	ClO ₂ , HClO, HClO ₃ , Cl ₂ , Cl ₂ O ₇
2	SO ₂ , H ₂ S, CaSO ₃ , As ₂ S ₃ , SO
3	N ₂ , NO, HNO ₃ , NH ₃ , NH ₂ OH
4	As ₂ O ₃ , Na ₃ AsO ₄ , As, As ₂ O ₅ , H ₃ As

Продолжение табл. 1

5	H ₂ SO ₄ , CS ₂ , Na ₂ S, SO ₃ , Na ₂ H ₂
6	Br ₂ , Br ₂ O, HBrO, KBrO ₃ , HBr
7	NaNO ₂ , KNO ₃ , H ₂ O ₂ , N ₂ , NO ₂
8	I ₂ , NaI, HIO ₃ , HIO ₂ , K ₅ IO ₆
9	PH ₃ , PCl ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₃ PO ₄ , P
10	SiH ₄ , Mg ₂ Si, Si, SiO, H ₂ SiO ₃
11	B, BF ₃ , Mg ₃ B ₂ , Na ₃ BO ₃ , LiBH ₄
12	Li ₃ PO ₄ , P ₂ O ₅ , P ₂ O ₃ , P ₂ H ₄ , CaHPO ₄
13	Na ₂ CrO ₄ , H ₂ SeO ₄ , KMnO ₄ , Na ₂ S ₂ , NO
14	NaCrO ₂ , K ₂ MnO ₄ , Na ₂ SO ₃ , MnO ₂ , Na ₂ PbO ₂
15	Fe ₂ (SO ₄) ₃ , PbO ₂ , (NH ₄) ₂ SO ₄ , Na ₂ O ₂ , N ₂ H ₄

Задание 2. Расставьте степени окисления элементов в представленной реакции. Уравняйте реакцию методом полуреакций, укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Рассчитайте молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя. (табл. 2).

Таблица 2

Исходные данные

Вариант	Уравнение реакции
1	$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
2	$Si + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[SiF_6] + NO + H_2O$
3	$KMnO_4 + H_2S \rightarrow MnO_2 + S + K_2S + H_2O$
4	$P + I_2 + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + HI$
5	$Sb_2O_5 + HCl \rightarrow H_3[SbCl_6] + Cl_2 + H_2O$
6	$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
7	$K_2Cr_2O_7 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
8	$KClO_3 + MnO_2 + NaOH \rightarrow KCl + Na_2MnO_4 + H_2O$
9	$Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow H_2Pt + NO + H_2O$
10	$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
11	$Cr_2O_3 + NaNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$
12	$SiC + KOH + O_2 \rightarrow K_2SiO_3 + CO_2 + H_2O$
13	$As_2O_3 + Zn + HCl \rightarrow H_3As + ZnCl_2 + H_2O$
14	$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
15	$KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

7. Комплексные соединения (УК-1, ОПК-1)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

550. Комплексные соединения - это:

- !+сложные соединения, в состав которых входит комплексный ион
- !кислые соли, содержащие ионы водорода
- !средние соли - сульфаты, карбонаты
- !простые соединения, состоящие из одинаковых атомов

551. Комплексные соединения диссоциируют:

- !+по типу как сильных так и слабых электролитов
- !как сильные электролиты !как слабые электролиты

552. Заряд комплексного иона может быть:

- !+ как отрицательным, так и положительным
- !только отрицательным !только нулевым !только положительным

553. К комплексным соединениям относятся :

- !+сложные соединения, образованные за счет донорно-акцепторного взаимодействия между комплексообразователем и лигандами
- !сложные соединения, состоящие из ионов металла и неметалла
- !сложные соединения, имеющие внешнюю сферу
- !сложные соединения, имеющие внутреннюю сферу

554. Диссоциация соединения $K_4[Fe(CN)_6]$ по типу сильного электролита соответствует записи:

- ! $K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 2K^+ + K_2[Fe(CN)_6]^{-2}$
- !+ $K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{-4}$! $K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 4K^+ + Fe^{+2} + 6CN^-$

555. Какова степень окисления иона комплексообразователя в соединении $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$: +! +2 !+4 !+6

556. Как обычно меняется координационное число при увеличении степени окисления центрального иона комплексообразователя:

- !+увеличивается !уменьшается !не изменяется

557. Какими могут быть лиганды в комплексных соединениях:

- !+моно-, ди- и полидентатные !только монодентатные и бидентатные
- !только бидентатные и полидентатные !только полидентатные

558. Что представляют собой комплексоны: !простые соединения

- !+полидентатные лиганды !комплексные соединения !заряженные ионы

559. Какой из ниже указанных комплексов относится к гидроксокомплексам:

- !+ $Na[Al(OH)_4]$! $K_4[Fe(CN)_6]$! $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$

560. Как назвать соединение $[Ag(NH_3)_2]Cl$ по международной номенклатуре:

- !хлорид аммиакат серебра
- !аммиакат серебра !хлорид диамино серебра !+диаминосеребра хлорид

561. Первичная диссоциация раствор-х комплексных соединений протекает: !плохо !+по типу сильных электролитов !как у слабых электролитов

562. Какие ионы образуют устойчивые амминокомплексы в водных растворах: !ионы калия !+ионы меди (II) !ионы кальция

563. Чему равна максимальная дентатность ЭДТА в комплексных соединениях с ионами металлов: !+6 !2 !4

564. Какие лиганды, как правило, монодентатны:
!+NH₃ !SO₄²⁻ !этилендиамин !ЭДТА

565. Какие лиганды, как правило, монодентатны:
!SO₄²⁻ !+SCN⁻ !этилендиамин !ЭДТА

566. По знаку заряда лиганды могут быть: !электрофильными
!+нуклеофильными и нейтральными !нейтральными !нуклеофильными

567. Возрастание устойчивости комплексного иона с полидентатными лигандами связано с:
!+образованием хелатов !ростом количества лигандов
!ростом координационного числа иона комплексообразователя

568. Какие из приведенных частиц могут быть лигандами в комплексных соединениях :
!Co³⁺ !Ni²⁺ !+H₂O !+NH₃

569. Комплексообразователем может быть:
!+катион d-элемента !анион !молекула

570. Какой из приведенных ниже комплексов относится к ацидокомплексам:
![Ag(NH₃)₂]Cl !Na[Al(OH)₄] !+K₄[Fe(CN)₆]

571. Координационное число катиона Fe²⁺ в гемоглобине равно: !+6 !4 !5

572. В активных центрах ферментов содержатся катионы: !+d- элементов
!s- элементов !p- элементов

573. Координационное число катиона Co²⁺ в витамине B₁₂ равно: !+6 !4 !5

574. К бидентатным лигандам относятся: !+аминокислоты !NH₃ !C₂H₅OH

575. Комплексоны применяются для выведения из организма токсичных металлов, связывание которых происходит по типу реакции: !+комплексообразования !протолитической !окисления- восстановления

576. Биокластеры (например, гемоглобин) в организме осуществляют функции:
!+транспорта лиганд
!окислительно-восстановительные !депонирования катионов металлов

577. Какой из приведенных ниже комплексов относится к аммиакатам: !K₄[Fe(CN)₆]
!+[Cu(NH₃)₄]Cl₂ ![Ni(H₂O)₆]Cl₂

578. К нуклеофильным лигандам относится: !аминокислоты
!+анион щавелевой кислоты !ЭДТА !метиламин

579. Определить степень окисления комплексообразователя в соединении $K_4[Fe(CN)_6]$:
 +! +2 ! +3 ! +6
580. Степень окисления комплексообразователя в соединении $K_3[Fe(CN)_6]$ равна: +! +3
 !+2 !+6
581. Какой из комплексных ионов прочнее: $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $K_{нест.} = 6 \cdot 10^{-35}$
 $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, $K_{нест.} = 1 \cdot 10^{-9}$ $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $K_{нест.} = 1,25 \cdot 10^{-5}$
582. Какой из комплексных ионов прочнее: $[HgI_4]^{2-}$, $K_{нест.} = 5 \cdot 10^{-31}$
 $[Hg(CN)_4]^{2-}$, $K_{нест.} = 1 \cdot 10^{-22}$ $[HgCl_4]^{2-}$, $K_{нест.} = 6 \cdot 10^{-17}$
583. Какой из комплексных ионов прочнее: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $K_{нест.} = 3,5 \cdot 10^{-10}$
 $[Zn(CN)_4]^{2-}$, $K_{нест.} = 2 \cdot 10^{-17}$ $[Ni(CN)_4]^{2-}$, $K_{нест.} = 3 \cdot 10^{-14}$
584. какова конфигурацию комплекса для sp^3 -гибридизованных атомных орбиталей центрального иона:
 !пирамида !октаэдр !линейная !тетраэдр
585. Какова конфигурация комплекса для d^2sp^3 гибридизованных атомных орбиталей центрального иона:
 !линейная !плоский квадрат !октаэдр !тетраэдр !пирамид
586. Какова пространственная конфигурация иона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$:
 !плоский квадрат !тетраэдр !4х-угольная пирамида !октаэдр

КОЛЛОКВИУМ № 4 (УК-1,ОПК-1)

Дано комплексное соединение (КС).....Назвать его.

- 1) $K_2[MnCl_4]$; 2) $K_2[Mn(CN)_6]$; 3) $[Mn(NH_3)_6]Cl_2$; 4) $K_4[Fe(CN)_6]$;
 - 5) $K_3[Fe(CN)_6]$; 6) $[Fe(NH_3)_6]Cl_3$; 7) $K_2[Co(CN)_4]$; 8) $[Co(NH_3)_4]Cl_2$;
 - 9) $[Co(H_2O)_4](NO_2)_2$; 10) $K_2[CuCl_4]$; 11) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
 - 12) $[Co(H_2O)_4]Cl_2$; 13) $Na_2[Zn(OH)_4]$; 14) $K_2[Zn(CN)_4]$;
 - 15) $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$
- а) Записать уравнение диссоциации данного комплексного соединения, как сильного электролита и указать внешнюю и внутреннюю координационные сферы.
 - б) Записать уравнение диссоциации комплексного иона, как слабого электролита, указать комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя
 - в) данный комплексообразователь имеет..... конфигурацию, обусловленную..... гибридизацией атомных орбиталей
 - г) тип и характер связи комплексообразователя и лиганд.....
 - д) Записать для данного комплексного иона константу нестойкости, константу устойчивости и показать математическую связь между ними
 - ж) Записать качественную реакцию на катион комплексообразователя

Задачи

1. Какой из комплексных ионов $[\text{MgEDTA}]^{2-}$ или $[\text{CaEDTA}]^{2-}$ устойчивее, если константа нестойкости первого равна $2,04 \cdot 10^{-10}$, а второго $2,52 \cdot 10^{-11}$?
2. Какой из комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ устойчивее, если константа нестойкости первого равна $1,0 \cdot 10^{-24}$, а второго $1,0 \cdot 10^{-31}$?
3. Какой из комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2-}$ или $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$ устойчивее, если константа нестойкости первого равна $1,0 \cdot 10^{-7}$, а второго $1,4 \cdot 10^{-17}$?
4. Какой из комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$ или $[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$ устойчивее, если константа нестойкости первого равна $5,5 \cdot 10^{-3}$, а второго $1,0 \cdot 10^{-23}$?
5. Какой из комплексных ионов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ устойчивее, если константа нестойкости первого равна $2,14 \cdot 10^{-19}$, а второго $2,52 \cdot 10^{-8}$?
7. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ равна $2,0 \cdot 10^{-9}$. Рассчитайте концентрацию ионов цинка в 0,01 моль/л раствора соли, содержащей этот комплексный ион.
8. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ равна $3,0 \cdot 10^{-14}$. Рассчитайте концентрацию ионов никеля в 0,1 моль/л раствора соли, содержащей этот комплексный ион.

Темы рефератов

(УК-1,ОПК-1)

1. История открытия строения атома.
2. Атомно-молекулярное учение и химия.
3. Современные представления о строении атомов и периодичности изменения их свойств.
4. Медико-биологическая роль элементов s-блока.
5. Медико-биологическая роль элементов p-блока.
6. Медико-биологическая роль элементов d-блока.
7. Какие металлы выбирают себе лиганды? (Общее знакомство с концепцией Пирсона).
8. Строение и свойства комплексов переносчиков кислорода.
9. Живой организм и термодинамика.
10. Калорийность пищевых продуктов, принципы составления диет к рациону.
11. Энергия активации.
12. Термодинамический аспект химического равновесия.
13. Направление протекания химической реакции.
14. Медико-биологическое значение осмоса и осмотического давления.
15. Физико-химические основы водно-электронного баланса в организме.
16. Ацидоз, алкалоз.
17. R-основное равновесие и щелочной резерв крови.
18. Состав и концентрации компонентов физиологических растворов.

ПРИМЕРНЫЕ ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Формы билетов для экзамена

ФГБОУ ВО ДГМУ Минздрава России
Фармацевтический факультет

УТВЕРЖДАЮ
Декан фармацевтического факультета
к.б.н. доц. Газимагомедова М.М. _____
« ____ » _____ 2019 г.

БИЛЕТ №1

ПО ХИМИИ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

1. Зависимость скорости реакции от: а) концентрации (закон действующих масс Гульберга и Вааге); б) температуры (закон Вант-Гоффа); в) давления и катализатора.
2. Расставьте степени окисления элементов в представленной реакции. Уравняйте реакцию методом полуреакций, укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Рассчитайте молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя. $K_2Cr_2O_7 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
3. Приготовить 40 г 10%-ного раствора глауберовой соли ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$).

Зав. кафедрой общей и биологической химии, профессор

Э. Р. Нагиев

ФГБОУ ВО ДГМУ Минздрава России
Фармацевтический факультет

УТВЕРЖДАЮ
Декан фармацевтического факультета
к.б.н. доц. Газимагомедова М.М. _____
« ____ » _____ 2019 г.

БИЛЕТ № 2

ПО ХИМИИ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

1. Классификация элементов в зависимости от строения валентных электронных оболочек (семейства, блоки).
2. Дано комплексное соединение (КС) $K_2[Co(CN)_4]$; Назвать его.
 - а) Записать уравнение диссоциации данного комплексного соединения, как сильного электролита и указать внешнюю и внутреннюю координационные сферы.
 - б) Записать уравнение диссоциации комплексного иона, как слабого электролита, указать комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя
 - в) данный комплексообразователь имеет..... конфигурацию, обусловленную гибридизацией атомных орбиталей
 - г) тип и характер связи комплексообразователя и лиганд.....
 - д) Записать для данного комплексного иона константу нестойкости, константу устойчивости и показать математическую связь между ними
3. Рассчитайте молярную концентрацию 40,0%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,30 г/мл).

Зав. кафедрой общей и биологической химии, профессор

Э. Р. Нагиев

ФГБОУ ВО ДГМУ Минздрава России
Фармацевтический факультет

УТВЕРЖДАЮ
Декан фармацевтического факультета
к.б.н. доц. Газимагомедова М.М. _____
« ____ » _____ 2019 г.

БИЛЕТ №3
ПО ХИМИИ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

1. Сокращенная электронная формула элемента изображена в виде: $\dots 4s^2 4p^2$. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для "последнего" электрона на внешнем электронном уровне.
2. Типы протолитических реакций. Реакции ионизации, нейтрализации и гидролиза.
3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л в реакции полного обмена протонов.

Зав. кафедрой общей и биологической химии, профессор

Э. Р. Нагиев

ФГБОУ ВО ДГМУ Минздрава России
Фармацевтический факультет

УТВЕРЖДАЮ
Декан фармацевтического факультета
к.б.н. доц. Газимагомедова М.М. _____
« ____ » _____ 2019 г.

БИЛЕТ № 4
ПО ХИМИИ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

1. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
2. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 - и d^{12} – электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.
3. Сульфат алюминия массой 10,0 находится в растворе объемом 1,5 л. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия для реакции полного обмена сульфат ионов.

Зав. кафедрой общей и биологической химии, профессор

Э. Р. Нагиев