



# 1. ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

## 1.1. Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – неотъемлемая часть рабочей программы дисциплины (модуля) «Химия (общая и неорганическая)» и предназначен для контроля и оценки образовательных достижений студентов, освоивших программу дисциплины (модуля).

## 1.2. Цели и задачи фонда оценочных средств

Цель ФОС – установить соответствие уровня подготовки обучающегося требованиям ФГОС ВО бакалавриат по направлению подготовки 44.03.04 Профессиональное обучение (по отраслям), утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 22 февраля 2018 г. №124 (с изменениями и дополнениями).

## 1.3. Перечень компетенций, формируемых в процессе освоения основной образовательной программы

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций и индикаторов их достижения:

Код по ФГОС ВО	Индикатор достижения
Общепрофессиональные	
ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	<p>ОПК-8.1. Применяет методы анализа педагогической ситуации, профессиональной рефлексии на основе специальных научных знаний.</p> <p>ОПК-8.2. Проектирует и осуществляет учебно-воспитательный процесс с опорой на знания основных закономерностей возрастного развития когнитивной и личностной сфер обучающихся, научно-обоснованных закономерностей организации образовательного процесса.</p>

## 1.4. Этапы формирования компетенций и средства оценивания уровня их сформированности

Этапы формирования компетенций	Компетенции	Контрольно-оценочные средства / способ оценивания
Раздел 1. Общие законы химии	ОПК –8	Устный опрос, выполнение практических заданий, контрольная работа
Раздел 2. Строение вещества	ОПК –8	Устный опрос, выполнение практических заданий, контрольная работа
Раздел 3. Окислительно-	ОПК –8	Устный опрос, выполнение

восстановительные процессы.		практических заданий, контрольная работа
Промежуточная аттестация	ОПК –8	зачет (письменный)

### 1.5. Описание показателей формирования компетенций

Код компетенции	Планируемые результаты обучения (показатели)
ОПК – 8	<p>Знает</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;</li> <li>– основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, Периодический закон;</li> <li>– основные теории химии: химической связи, электролитической диссоциации;</li> <li>– важнейшие вещества и материалы: основные металлы и сплавы; серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; щелочи, аммиак, минеральные удобрения, метан.</li> </ul> <p>умеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;</li> <li>– определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель;</li> <li>– характеризовать: элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;</li> <li>– объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;</li> <li>– выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;</li> <li>– проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet);</li> <li>использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;</li> <li>проводить критический анализ достоверности химической информации, поступающей из разных источников.</li> </ul> <p>владеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– подходами к объяснению химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;</li> <li>– методами определения возможности протекания химических</li> </ul>

	превращений в различных условиях и оценки их последствий; – способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием; – методами приготовления растворов заданной концентрации.
--	---

### 1.6. Критерии оценивания компетенций на разных этапах их формирования

Вид учебной работы	Количество баллов		
	ОФО	О-ЗФО	ЗФО
<b>2 семестр</b>			
Устный опрос	20	–	
Контрольная работа	20	–	
Самостоятельная работа (разработка плана-конспекта урока, выполнение практических заданий)	40	–	
<i>Зачет</i>	20		
<b>Всего</b>	<b>100</b>		

### Накопительная система оценивания по 100-балльной шкале

Четырехбалльная система оценивания экзамена	100-балльная шкала	Буквенная шкала, соответствующая 100-балльной шкале	Система оценивания зачета
Отлично	<b>90-100</b>	<b>А</b> – отлично – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	Зачтено
Хорошо	<b>83-89</b>	<b>В</b> – очень хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному	
Хорошо	<b>75-82</b>	<b>С</b> – хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью; некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	
Удовлетворительно	<b>63-74</b>	<b>Д</b> – удовлетворительно – теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; большинство	

		предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий содержат ошибки	
Удовлетворительно	<b>50-62</b>	<b>Е</b> – посредственно –теоретическое содержание курса освоено частично; некоторые практические навыки работы не сформированы, многие предусмотренные учебной программой обучения учебные задания не выполнены либо качество выполненных некоторых из них оценено числом баллов, близким к минимальному	
Неудовлетворительно	<b>21-49</b>	<b>FX</b> – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса освоено частично; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом не сформированы; большинство предусмотренных учебной программой обучения учебных заданий не выполнено либо качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимальному; при дополнительно самостоятельной работе над материалом курса возможно повышение качества выполнения учебных заданий	Не зачтено
Неудовлетворительно	<b>0-20</b>	<b>F</b> – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса не освоено; необходимые практические навыки работы не сформированы; все выполненные учебные задания содержат грубые ошибки; дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к какому-либо значимому повышению качества выполнения учебных заданий	

## 2. КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

### 2.1. Оценочные средства текущего контроля

#### Практические задания для защиты лабораторной работы:

##### Классы неорганических соединений

*Получение оксидов взаимодействием простых веществ.* Коническую или плоскодонную колбу заполните дистиллированной водой примерно один сантиметр и добавьте 5 капель лакмуса. В металлическую ложечку поместите небольшое количество фосфора и нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения. Ложечку с горящим фосфором (выделяется белый дым) внесите в колбу, держите над водой (не погружая в воду!). После того, как горение закончится, определите реакцию среды раствора. Запишите уравнения реакций и объясните изменение цвета индикатора.

Точно таким же образом проделайте опыт с серой. Насколько отличается рН раствора, полученного в опыте с горением фосфора, от рН раствора, полученного в ходе сжигания серы? Какой вывод можно сделать о силе кислот, образующихся в данном опыте?

б) *Получение оксидов разложением солей.* В сухую пробирку поместите небольшое количество (на кончике шпателя) карбоната гидроксомеди

(малахита). Отметьте цвет соли. Нагрейте соль в пробирке (не прогревая пробирку!) до полного ее разложения. Напишите реакцию разложения соли, отметьте агрегатное состояние продуктов реакции, цвет твердого остатка. Обратите внимание, появился ли конденсат на стенках пробирки? Будет ли в ходе термического разложения малахита выделяться газ? Каким образом можно обнаружить образование газа?

в) *Получение оксидов разложением гидроксидов.* В пробирку налейте немного раствора сульфата меди, добавьте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка. Пробирку нагрейте до изменения цвета осадка. Напишите уравнение реакции. Объясните причину изменения цвета осадка в результате нагревания.

г) *Отношение оксидов к воде.* В пробирку поместите небольшое количество оксида кальция, добавьте немного дистиллированной воды и 2 капли фенолфталеина. Объясните изменение окраски индикатора. Запишите уравнение химической реакции.

д) *Взаимодействие оксидов с кислотами и гидроксидами.*

В две пробирки внесите несколько крупинок оксида цинка и оксида меди, добавьте 1–2 мл 2М раствора серной кислоты, при необходимости нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдается в каждом случае? Как объяснить наблюдаемые явления?

Приготовьте еще две пробирки с оксидами меди (II) и цинка, прилейте к ним по 2 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия, нагрейте содержимое пробирок. Произошло ли растворение оксидов? Изменился ли цвет растворов после нагревания?

## 2. Гидроксиды, их получение и свойства

а) *Получение растворимых оснований.* В широкий стаканчик с водой налейте до половины объема дистиллированной воды. Из банки извлеките пинцетом кусочек щелочного или щелочноземельного металла, размером меньше горошины (при необходимости отрежьте нужное количество металла от большого куска), очистите его фильтровальной бумагой от масла и опустите в воду. Опишите наблюдаемые явления. После окончания взаимодействия в полученный раствор добавьте несколько капель фенолфталеина или другого индикатора. Напишите уравнение реакции, объясните изменение окраски раствора и его разогревание.

б) *Получение нерастворимых оснований взаимодействием соли со щелочью.* В пробирки поместите по несколько капель растворов сульфата меди (II), хлорида железа (III), сульфата магния. К каждому раствору прилейте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков, напишите уравнения соответствующих реакций. Содержимое пробирок используйте в следующем опыте.

в) *Отношение нерастворимых оснований к кислотам.* К полученным в предыдущем опыте осадкам прилейте по несколько капель соляной или серной кислоты. Растворились ли осадки? Появилась ли окраска у растворов?

г) *Получение амфотерных гидроксидов взаимодействием соли со щелочью.* В пробирку с раствором сульфата алюминия (2/3 пробирки) добавьте несколько капель щелочи. Напишите уравнение реакции и объясните образование осадка. Содержимое пробирки не выливайте, оставив его для опыта 2.5.

д) *Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами и щелочами.* Используйте осадок, полученный в опыте 2.4. Содержимое пробирки взболтайте и вместе с осадком разлейте в две пробирки. В первую налейте на треть объема соляной кислоты, во вторую – концентрированной щелочи ( $w = 30\%$ ). Запишите уравнения реакций и объясните растворение осадков в обеих пробирках.

*Соли, их получение и свойства*

а) *Получение солей взаимодействием основания с кислотой.* Сначала получите гидроксид железа (III), прибавляя раствор щелочи к раствору хлорида железа (III) (1–2 мл) до образования осадка. Отметьте цвет осадка. К полученному осадку добавьте по каплям раствор соляной кислоты. Напишите уравнения реакций и объясните растворение осадка.

б) *Получение солей взаимодействием двух солей.* В две пробирки налейте по 1–2 мл раствора нитрата свинца, добавьте по каплям раствор хлорида натрия (в первую) и раствора сульфата магния (во вторую). Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка.

в) *Получение солей взаимодействием солей с металлами.* В пробирки с растворами сульфата меди и сульфата натрия (1 мл) поместите по небольшому кусочку цинка. Через некоторое время внимательно рассмотрите, произошли ли какие-либо изменения в окраске растворов, на поверхности металлов. Напишите уравнения реакций и объясните различное отношение растворов взятых солей к цинку.

г) *Получение основных солей взаимодействием соли со щелочью.* Налейте в пробирку на 1/3 объема раствор хлорида кобальта (II), осторожно прибавьте к раствору несколько капель 1М раствора щелочи. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Какое вещество образуется при недостатке щелочи?

д) *Превращение основной соли в гидроксид, в среднюю соль.* Осадок, полученный в предыдущем опыте, разделите на две части. К одной части прибавьте избыток 1М раствора щелочи до изменения окраски. Отметьте изменение цвета, и напишите уравнение реакции. К другой части осадка добавьте 1М раствор соляной кислоты до растворения осадка. Напишите уравнение реакции.

### **«Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»**

*1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.*

1. В одну пробирку необходимо налить 20 мл воды и оставить ее для контроля.

2. В три пронумерованные пробирки налить: 5 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия и 10 мл воды; 10 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия и 5 мл воды; 15 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия соответственно (см. форму протокола).

3. Мерным цилиндром отмерьте 5 мл 0,1 М раствора серной кислоты; прилейте ее к раствору тиосульфата натрия в пробирке № 1, быстро перемешайте и сразу же включите секундомер. Началом реакции будем считать момент смешивания растворов. В ходе протекания реакции раствор становится мутным вследствие образования серы. Поэтому для определения скорости реакции необходимо отметить время, соответствующее началу появления мути в пробирках. Чтобы было легче заметить появление мути, рекомендуется рассматривать пробирки на черном фоне и сравнивать пробирку с контрольной, в которой находится вода.

4. Те же операции сделайте со второй и третьей пробирками.

5. Результаты опытов внесите в таблицу, вычислите относительную скорость реакции для каждого случая. Относительную скорость реакции вычисляют как величину, обратно пропорциональную найденному времени (в секундах):  $v = 1/\tau$ .

6. Представьте результаты графически, отложив по оси  $x$  относительную концентрацию  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а по оси  $y$  – относительную скорость реакции.

7. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. *Зависимость скорости реакции от температуры.*

1. В три пробирки, пронумерованные цифрами 1, 2, 3 отмерьте по 5 мл 0,1 М раствора тиосульфата натрия, в другие три пробирки (обозначенными цифрами 1', 2', 3') – по 5 мл раствора серной кислоты.

2. Одну пробирку с тиосульфатом и одну пробирку с кислотой выдержите при комнатной температуре в стакане, наполненном водой примерно до половины объема, в течение 5–7 мин., затем быстро прилейте раствор кислоты к раствору тиосульфата, быстро перемешайте и включите секундомер. Засеките время начала помутнения, результаты внесите в протокол.

3. Стакан с водой, использовавшийся в предыдущем опыте, нагрейте на плитке до температуры, на  $10^\circ\text{C}$  выше комнатной (для измерения температуры используйте термометр). Снимите стакан с плитки, в нагретую воду поместите пробирку с тиосульфатом и пробирку с кислотой, выдержите их 1–2 мин., затем прилейте кислоту к раствору тиосульфата и отметьте время появления мути.

4. С третьей парой пробирок сделайте то же самое, но при температуре, выше комнатной на  $20^\circ\text{C}$ .

5. Результаты опытов внесите в таблицу, вычислите относительную скорость реакции для каждого случая. Относительную скорость реакции вычисляют как величину, обратно пропорциональную найденному времени (в секундах):  $v = 1/\tau$ .

5. Постройте график зависимости скорости реакции от температуры в координатах: температура – относительная скорость реакции.

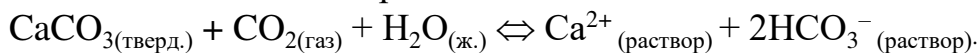
6. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

3. *Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия.*  
Приготовьте раствор тиоцианата калия (или аммония). Для этого растворите



небольшое количество соли (на кончике шпателя) в дистиллированной воде, заполнив пробирку водой на  $\frac{3}{4}$  объема. Добавьте к полученному раствору несколько капель разбавленного раствора соли железа (III). Отметьте окраску полученного раствора. Запишите уравнение реакции в рабочий журнал. Полученный раствор разлейте в четыре пробирки. Одну оставьте для сравнения. Во вторую, третью и четвертую соответственно добавьте несколько кристалликов тиоцианата калия (аммония), несколько капель насыщенного раствора соли железа (III) и несколько кристалликов щавелевой кислоты. Фиксируйте все наблюдаемые изменения окраски. На основании принципа Ле-Шателье объясните изменение окраски в каждой из пробирок. Укажите стрелкой направление сдвига равновесия процесса (1) в каждой из пробирок.

*4. Влияние изменения концентрации углекислого газа на смещение равновесия.* Гетерогенное равновесие между карбонатом и гидрокарбонатом кальция может быть передано схемой:



Приготовьте раствор, содержащий гидрокарбонат и карбонат кальция. Для этого в пробирку налейте 2 – 3 мл раствора гидроксида кальция (известковой воды) и пропустите углекислый газ до частичного растворения выпавшего в начале осадка  $\text{CaCO}_3$ , и разделите полученную суспензию на три пробирки. Одну оставьте в качестве контрольной, в другую – пропускайте углекислый газ из аппарата Кипа, третью нагрейте. Какие изменения наблюдаются во второй и в третьей пробирках по сравнению с контрольной? При нагревании растворимость диоксида углерода уменьшается. Куда сместится равновесие в каждом случае?

*5. Влияние характера среды на сдвиг химического равновесия.*

В пробирку налейте несколько капель раствора хромата калия. Отметьте цвет. Добавьте 2–3 капли 1М раствора серной кислоты. Отметьте изменение цвета. Чем оно обусловлено? К полученному раствору добавьте 2М раствор щелочи до изменения цвета. Объясните изменение окраски. Какими еще способами можно сместить исследуемое равновесие?

*6. Влияние температуры на смещение химического равновесия.*

В пробирку внесите несколько кристаллов (на кончике шпателя) кристаллогидрата хлорида кобальта (II), добавьте 4–5 капель дистиллированной воды. При растворении  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  образуются ионы  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Отметьте цвет раствора. Добавьте к приготовленному раствору 5–6 капель 20%-ного раствора соляной кислоты (ионы  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  образуются при наличии избытка хлорид-ионов). Изменилась ли окраска раствора? Нагрейте пробирку на спиртовке до явного изменения окраски раствора. Пробирку с раствором охладите до комнатной температуры (можно под струей водопроводной воды). Почему происходит изменение окраски раствора при нагревании и охлаждении? В сторону образования какого иона –  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  или  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  – сместилось равновесие при повышении

температуры; при понижении? Какой процесс (прямой или обратный) является экзотермическим; эндотермическим?

Сделайте вывод о влиянии давления, концентрации, среды, температуры на смещение химического равновесия.

### **«Растворы. Гидролиз»**

1. *pH воды.* В одну пробирку налейте немного дистиллированной воды, в другую – водопроводной. Измерьте pH воды в каждой пробирке при помощи универсальной индикаторной бумаги. Чем вызвано отклонение значения pH воды от нейтрального в каждом случае?

2. *Реакция среды в растворах различных солей.* В четыре пробирки налейте примерно на 1/3 дистиллированной воды, добавьте немного (на кончике шпателя) следующих солей: хлорид алюминия, хлорид калия, карбонат натрия, ацетат натрия. Растворы размешайте до растворения солей, оцените pH при помощи индикаторной бумаги, сравните с pH дистиллированной воды в контрольной пробирке. Сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза и укажите вид гидролиза (простой или ступенчатый) каждой соли. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции гидролиза только для первой ступени, так как практически последующие ступени гидролиза при комнатной температуре протекают очень слабо. Сделайте общий вывод о реакции среды в растворах солей: а) сильных оснований и слабых кислот; б) слабых оснований и сильных кислот; в) слабых оснований и слабых кислот; г) сильных оснований и сильных кислот.

3. *Факторы, влияющие на степень гидролиза*

а) *Влияние силы кислоты или основания, образующих соль.* В одну пробирку внесите несколько кристаллов сульфата натрия, в другую – столько же карбоната натрия, к каждой соли добавьте по несколько капель воды (не более чем на 1/3 их объема). Используя индикаторную бумагу, оцените pH полученных растворов солей. Объясните, чем обусловлена различная окраска индикаторной бумаги. Напишите уравнения протекающих процессов в молекулярном и ионном виде.

б) *Влияние температуры.* В пробирку налейте дистиллированной воды до половины ее объема, внесите небольшое количество кристаллического ацетата натрия и добавьте каплю фенолфталеина. Разлейте раствор в две пробирки. Нагрейте раствор в одной пробирке до кипения. Напишите уравнение протекающего процесса. Объясните изменение интенсивности окраски раствора при нагревании. Укажите направление смещения равновесия гидролиза в результате нагревания. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза и укажите причины этого влияния.

в) *Влияние увеличения концентрации одноименных ионов.*

В пробирку внесите несколько кристаллов нитрата висмута (III) и добавьте 5–7 капель дистиллированной воды. При растворении должно наблюдаться образование осадка малорастворимого нитрата висмута. Отметьте цвет

осадка. Напишите уравнение процесса гидролиза в молекулярной форме. К раствору прибавьте по каплям 2М раствор азотной кислоты. Объясните происходящие изменения и укажите направление смещения равновесия при введении кислоты. Как изменится степень гидролиза соли?

4. *Образование кислых солей при гидролизе.* В одну пробирку налейте 3–4 мл раствора карбоната натрия, в другую – раствор гидрокарбоната натрия такой же концентрации и оцените значение рН этих растворов при помощи индикаторной бумаги. Напишите уравнения протекающих реакций и объясните, почему окраска индикаторной бумаги в этих растворах различна. Вычислите значения констант гидролиза этих солей при 25°C.

5. *Совместный гидролиз двух солей*

а) *С образованием малорастворимого гидроксида.* В пробирку налейте 2–3 мл раствора сульфата алюминия и прибавьте к нему раствор карбоната натрия. Какой газ при этом выделится? Какой состав осадка? Испытайте его отношение к раствору щелочи (2М), к раствору соляной кислоты (2М). Запишите процесс гидролиза соли алюминия в ионно-молекулярной и молекулярной форме. Запишите процесс гидролиза карбоната натрия. Сделайте вывод, как влияет гидролиз  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  на смещение равновесия гидролиза соли алюминия. Запишите в молекулярной, ионно-молекулярной форме процесс совместного гидролиза сульфата алюминия и карбоната натрия. При каких условиях при смешивании растворов двух солей возможно протекание реакции совместного гидролиза, и при соблюдении каких условий возможна только реакция ионного обмена с образованием двух новых солей?

б) *С образованием малорастворимой основной соли.* К раствору сульфата меди прилейте раствор карбоната натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Создаются ли условия для совместного гидролиза? Как окрашен осадок? Наблюдается ли выделение газообразных продуктов? Запишите отдельно реакции гидролиза сульфата меди, карбоната натрия. Запишите реакцию совместного гидролиза двух солей с образованием карбоната гидроксомеди в ионно-молекулярной и молекулярной форме.

Сделайте вывод о закономерности протекания реакций гидролиза солей в водных растворах.

### **«Окислительно-восстановительные реакции»**

1. *Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.* Приготовьте в пробирке раствор сульфита натрия, для чего поместите в пробирку небольшое количество кристаллов соли, до половины объема пробирки добавьте воду, хорошо перемешайте раствор, который используйте в последующих опытах.

а) *В кислой среде.* В две пробирки налейте 1–2 мл 1М серной кислоты, в одну пробирку добавьте 0,5–1 мл раствора сульфита натрия, в другую – 0,5–1 мл раствора сульфата железа (II); затем постепенно добавляйте к каждой пробирке раствор перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления.

б) *В щелочной среде.* В пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфита натрия и равное количество концентрированного раствора щелочи (30%), а затем

постепенно добавляйте раствор перманганата калия. Объясните появление зеленой окраски. Оставьте раствор для дальнейших наблюдений. Образующиеся в растворе ионы  $\text{MnO}_4^{2-}$  обычно неустойчивы и зеленая окраска ионов  $\text{MnO}_4^{2-}$  исчезает. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнение диспропорционирования перманганата калия.

в) *В нейтральной среде.* В пробирку налейте раствор сульфита натрия (1–2 мл) и приливайте по каплям раствор перманганата калия. Объясните образование бурого осадка и напишите уравнение протекающей реакции.

## 2. Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами

а) *Взаимодействие металлов с соляной кислотой.* В четыре пробирки поместите по небольшому кусочку магния, цинка, железа и меди. В каждую пробирку добавьте примерно до 1/3 объема 20%-ного раствора соляной кислоты. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Сопоставьте интенсивность выделения газа в пробирках с величинами стандартных электродных потенциалов  $E^\circ$  этих металлов.

б) *Взаимодействие металлов с серной кислотой.* Поместите в две пробирки по кусочку железа и меди. В каждую пробирку добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Если реакция не протекает при комнатной температуре, содержимое пробирок нагрейте. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

в) *Взаимодействие меди с азотной кислотой.* В две пробирки поместите по небольшому кусочку металлической меди. В первую пробирку добавьте 1 мл разбавленной азотной кислоты, а во вторую 1 мл концентрированной. При необходимости нагрейте содержимое пробирок. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

г) *Взаимодействие алюминия с щелочью.* В пробирку поместите гранулу алюминия, добавьте 1 мл концентрированного раствора щелочи (30%). Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение реакции, учитывая, что алюминий при окислении в щелочной среде переходит в гидроксокомплекс.

## 3. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома

а) В пробирку налейте 1 мл раствора сульфита натрия, добавьте 1 мл 1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Объясните изменение окраски раствора и напишите уравнения протекающих реакций.

б) В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата железа (II), добавьте 2 мл 1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Как меняется окраска дихромата? Запишите уравнение реакции.

в) В пробирку с 1 мл раствора хлорида хрома (III) по каплям добавляйте 1М раствор  $\text{NaOH}$  до растворения первоначально образовавшегося осадка. Изменился ли при этом цвет раствора? Далее к полученному раствору прибавьте несколько капель раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Отметьте наблюдаемый эффект. Запишите уравнения всех реакций.

## 4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) Налейте в пробирку примерно 1 мл раствора соли марганца (II), добавьте к нему такой же объем раствора щелочи, а затем 2 мл 3%-го раствора пероксида водорода. Что наблюдается? Об образовании какого соединения марганца свидетельствует окраска? Напишите уравнение. Укажите, какую функцию выполняет в этой реакции  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

б) К небольшому количеству раствора иодида калия добавьте несколько капель крахмала, затем – по каплям 3%-й раствор пероксида водорода. Отметьте изменение окраски, рассчитайте  $\Delta E^\circ$ .

в) К раствору хлорида кобальта (II) добавьте по каплям раствор щелочи. Отметьте цвет осадка. Затем по каплям прибавьте раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$  (соединения кобальта (III) катализируют разложение  $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Как изменился цвет осадка? Наблюдается ли выделение газа? Запишите уравнения реакций.

г) К раствору  $\text{H}_2\text{O}_2$  добавьте немного 1М раствора серной кислоты, разделите на две пробирки. Затем к одной пробирке добавьте несколько капель раствора перманганата калия, к другой – дихромата калия. Какой газ выделяется в ходе реакции? Какую роль – окислителя или восстановителя – выполняет  $\text{H}_2\text{O}_2$  в данном случае?

#### *5. Окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов.*

а) В колбу Вюрца поместите перманганат калия или оксид марганца (IV), в делительную воронку налейте концентрированную соляную кислоту. Что наблюдается при приливании кислоты к окислителю? Газоотводную трубку погрузите последовательно в пробирки, содержащие 5 мл растворов иодида калия, бромида калия. Что наблюдается в пробирках? После окончания пропускания хлора через растворы бромида и иодида добавьте к ним несколько капель крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски в одной из пробирок?

Используя значения стандартных электродных потенциалов для процесса  $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$ , объясните, как меняются окислительные свойства галогенов и восстановительные свойства галогенид-ионов с увеличением порядкового номера элемента.

б) К раствору иодида калия прилейте несколько капель раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? Затем прибавьте 2 капли раствора крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски? Запишите уравнение реакции, используя значения стандартных электродных потенциалов.

в) Налейте в пробирку примерно 3 мл раствора иодида калия, растворите в нем 3 кристаллика йода. К полученному раствору прилейте 3 мл раствора тиосульфата натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Запишите уравнение реакции с учетом того, что тиосульфат превращается в тетрагидрат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ . Какую роль в данной реакции выполняет йод?

Сделайте вывод о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций

**Практические задания для проведения контроля самостоятельной работы:**

Рассчитайте массовую долю серы (в %) в тиосульфате натрия. Химическая формула тиосульфата натрия –  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (40,5%).

Соединение азота с водородом содержит 87,50 мас.% азота. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Определить истинную молекулярную формулу данного вещества ( $\text{N}_2\text{H}_4$ )

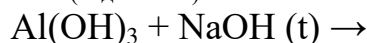
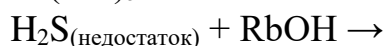
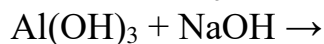
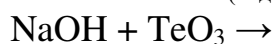
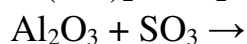
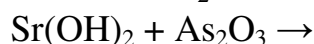
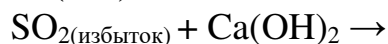
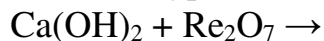
Рассчитайте массу 812 мл сероводорода при температуре 20°C и давлении 150 кПа (1,7 г).

В природе кремний находится в виде смеси двух изотопов, массовые числа которых 28 и 29. Относительная атомная масса кремния 28,1. Определите массовую долю (%) изотопа  $^{28}\text{Si}$  в природном кремнии.

Калий имеет три изотопа:  $^{41}_{19}\text{K}$ ,  $^{40}_{19}\text{K}$  и  $^{39}_{19}\text{K}$ . Содержание в природе первого изотопа составляет 6,88%, второго – 0,02%, третьего – 93,10%. Вычислите относительную атомную массу калия.

Простое вещество, образованное химическим элементом X, реагирует с кислородом с образованием оксида XO. Определите, какой это элемент, если его ион в оксиде XO содержит 36 электронов.

Закончите уравнения реакций:



Запишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: а) магний → хлорид магния → гидроксид магния → дигидроортофосфат магния → ортофосфат магния:

б)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$

в) сера → сероводород → оксид серы (IV) → оксид серы (VI) → серная кислота

Стандартная энтальпия образования  $\text{CO}_{(\text{г})}$  равна  $\Delta_f H^\circ_{298} = -110,5$  кДж/моль. При сгорании 1 моль CO выделяется 283,0 кДж теплоты. Вычислите стандартную энтальпию образования  $\text{CO}_2$  (–393,0 кДж/моль).

Вычислите количество теплоты, которое выделяется при производстве 1000 тонн  $\text{NH}_3$  в сутки, если  $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ ;  $\Delta H^\circ = -92,38$  кДж. Вычислите по этим данным стандартную энтальпию образования аммиака из простых веществ (2,717·10<sup>9</sup> кДж, –46,19 кДж/моль).

Найдите значение константы скорости одностадийной реакции  $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ , если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна  $5 \times 10^{-5}$  моль/(л×мин.) (0,1 л/(моль×мин.)).

В системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацию  $\text{CO}$  увеличили с 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость реакции, если считать ее одностадийной? (В 12 раз).

Через некоторое время после начала реакции  $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$  концентрации веществ составляли:  $[\text{A}] = 0,03$  моль/л;  $[\text{B}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{C}] = 0,008$  моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В? ( $[\text{A}]_0 = 0,042$  моль/л,  $[\text{B}]_0 = 0,014$  моль/л).

Какая масса глауберовой соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$  и какой объем воды ( $\text{см}^3$ ) потребуются для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , равной 12%? (54,4 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 145,6  $\text{см}^3$  воды).

Сколько граммов медного купороса  $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$  следует растворить в 300  $\text{см}^3$  воды для получения 5%-ного раствора  $\text{CuSO}_4$ ? (25,4 г).

В 100 мл воды при температуре 25°C и давлении 1 атм растворили 24 л хлороводорода. Получили раствор объемом 105 мл. Какова молярная концентрация полученного раствора соляной кислоты? (9,3 моль/л).

Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты в реакциях, протекающих в водной среде, методом ионно-электронного баланса, а в прочих случаях – методом электронного баланса. Укажите тип ОВР.

а)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$

в)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

д)  $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ж)  $\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

л)  $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots$

н)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$

б)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow \dots$

г)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$

е)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$

з)  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Mg} \rightarrow \dots$

к)  $\text{As} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$

м)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$

о)  $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$

Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из медного электрода, погруженного в 0,1М раствор нитрата меди и водородного электрода, погруженного в 0,01 М раствор бромоводородной кислоты. Составьте схему гальванического элемента (0,43 В).

## 2.1. Оценочные средства для промежуточной аттестации (зачет)

Основные понятия и законы химии. Предмет химии. Материя и движение. Вещество, свойства веществ. Физические и химические явления. Химические превращения. Задачи химии, ее значение в производственной деятельности человека, современных технических достижениях, медицине, фармации, сельском хозяйстве, строительстве.

Основные положения атомно-молекулярного учения. Атомы. Молекулы. Химические элементы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Закон сохранения массы вещества. Уравнения химических реакций. Закон постоянства состава вещества. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Объемная доля. Относительная плотность газов. Расчет относительной молекулярной массы вещества. Химические формулы. Массовая доля вещества. Расчеты по химическим формулам. Расчеты по химическим уравнениям.

Строение атома и периодическая система элементов. Электронное строение атомов. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомная орбиталь. Типы атомных орбиталей. Принцип Паули. Правила Хунда. Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей. Строение орбиталей многоэлектронных атомов. Электронные структуры атомов и периодическая система элементов; s-, p-, d - и f-элементы.

Периодический закон Д. И. Менделеева и периодическая система элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательности. Зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.

Закономерности протекания химических реакций. Классификация химических реакций по признаку изменения числа исходных и конечных веществ; выделения или поглощения тепла; изменения степени окисления.

Энергетика химических процессов. Экзо- и эндотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Расчеты по термохимическим уравнениям.

Химическая кинетика и равновесие. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы вещества и концентрации. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость реакции. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Влияние внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

Основные классы неорганических соединений. Классификация основных неорганических соединений. Оксиды, их химический характер. Солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные); несолеобразующие. Номенклатура оксидов, их состав, графическое изображение формул. Методы получения и основные химические свойства оксидов. Свойства соединений  $\text{Э}(\text{ОН})_x$  в зависимости от химической природы элемента (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды). Основания. Номенклатура оснований, графическое изображение формул. Кислотность оснований. Щелочи и нерастворимые в воде основания. Методы получения. Основные химические свойства оснований. Кислоты, их классификация по составу (бескислородные, кислородосодержащие). Номенклатура, графическое изображение формул. Основность кислот. Кислотные остатки. Методы получения кислот. Основные химические свойства кислот. Амфотерные гидроксиды. Номенклатура. Методы получения. Основные химические свойства амфотерных гидроксидов. Соли. Классификация по химическим



свойствам и составу (средние, кислые, основные). Номенклатура солей. Графическое изображение формул. Методы получения. Основные химические свойства солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.

Растворы. Теория электролитической диссоциации. Общая характеристика растворов. Представление о растворах. Растворитель, растворимое вещество. Растворимость. Зависимость растворимости веществ от различных факторов. Способы количественного выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества; молярная концентрация.

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей. Ступенчатая диссоциация. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель  $pH$ . Индикаторы. Ионные процессы. Реакции ионного обмена в растворах электролитов. Гидролиз солей.

Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы. Окислитель-но-восстановительные процессы. Степень окисления. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса и электронно-ионный метод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Электрохимические процессы. Понятие о электродных потенциалах. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость величины электродных потенциалов от концентрации ионов в растворе. Гальванические элементы. Электродвижущая сила гальванического элемента. Электролиз. Анодное окисление и катодное восстановление. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея.