

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ ИМ. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА»  
(НГТУ)

Образовательно-научный институт ядерной энергетики и технической  
физики им. академика Ф.М. Митенкова

Выпускающая кафедра «Ядерные реакторы и энергетические установки»



УТВЕРЖДАЮ:

Директор института  
Хробостов А.Е.  
«01» июня 2020 г.

Фонд оценочных средств по дисциплине  
«Химия»  
ОП ВО

Специальность: 14.05.01 Ядерные реакторы и материалы  
Направленность (специализация): Ядерные реакторы

Квалификация выпускника: инженер-физик

Очная форма обучения

г. Нижний Новгород  
2020 г.

Таблица 1 Паспорт оценочных средств

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Формируемые компетенции	Лекционные занятия		Лабораторные занятия		Самостоятельная работа	
			Процедура оценивания	Наименование оценочных средств	Процедура оценивания	Наименование оценочных средств	Процедура оценивания	Наименование оценочных средств
1	Строение вещества	ОПК-1	Участие в групповых обсуждениях, выполнение тестов	Комплект тематик для дискуссий, тесты	Коллоквиум (собеседование)	Вопросы к коллоквиуму	Выполнение индивидуальных задач	Тесты, варианты задач
2	Закономерности протекания химических реакций	ОПК-1	Участие в групповых обсуждениях, выполнение тестов	Комплект тематик для дискуссий, тесты	Коллоквиум, выполнение заданий к лабораторной работе	Вопросы к коллоквиуму, лабораторные работы «Скорость химических реакций», «Химическое равновесие»	Выполнение индивидуальных задач, оформление отчета лабораторной работы	Тесты, задания и вопросы к лабораторной работе
3	Растворы	ОПК-1	Участие в групповых обсуждениях, выполнение тестов	Комплект тематик для дискуссий, тесты	Выполнение заданий к лабораторной работе	Лабораторные работы «Растворы электролитов», «Комплексные соединения»	Оформление отчета лабораторной работы	Задания и вопросы к лабораторной работе
4	Электрохимические процессы и коррозия металлов	ОПК-1	Участие в групповых обсуждениях, выполнение тестов	Комплект тематик для дискуссий, тесты	Выполнение заданий к лабораторной работе	Лабораторные работы «Электрохимические процессы», «Коррозия металлов»	Оформление отчета лабораторной работы	Задания и вопросы к лабораторной работе

### Контрольные вопросы для подготовки домашнего задания

1. Дуализм поведения микрообъектов. Уравнение Шредингера. Волновая функция.
2. Квантовые числа. Порядок заполнения электронных уровней. Принцип Паули. Правило Хунда.
3. Типы химических связей. Энергия связи, как показатель прочности.
4. Ковалентная связь.  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Длина связи. Направление связи. Полярность связи.
5. Ионная связь. Металлическая связь. Характеристики и механизмы образования.
6. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное, дисперсионное. Диполь, дипольный момент. Водородная связь.
7. Периодическая система. Периоды. Группы. Подгруппы, Нахождение  $s, p, d, f$ -элементов.
8. Тепловой эффект. Энтальпия. Внутренняя энергия. Экзотермические и эндотермические реакции.
9. Микросостояния и макросостояния. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление протекания процесса.
10. Гомогенные реакции и гетерогенные реакции. Элементарные и сложные реакции. Скорость реакции. Порядок реакции. Лимитирующая стадия.
11. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Признаки. Константа равновесия.
12. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Влияние температуры, давления и концентраций веществ.
13. Агрегатные состояния вещества. Растворы. Сопровождающие эффекты. Способы выражения концентраций.
14. Электролиты. Диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Ионное произведение воды.  $pH$ .
15. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления, Произведение растворимости. Гидролиз.
16. Комплексные соединения. Внешняя и внутренняя сферы. Типы связей. Комплексообразователь. Лиганды. Координационное число. Константа нестойкости.
17. Степень окисления. Окислитель, восстановитель. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста.
18. Ряды напряжений. Ряд напряжений металлов. Особенности и их объяснение.
19. Химические источники тока. Принципы работы. Концентрационные элементы.
20. Электролиз. Катодные и анодные процессы. Потенциал разложения.
21. Выбор предпочтительного катодного или анодного процесса при электролизе. Перенапряжение.
22. Химическая и электрохимическая коррозия. Кинетические особенности и механизм процесса.

**Образец теста для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины, а также для контроля самостоятельной работы обучающегося.**

*Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции, электродные потенциалы*

- 1, Степень окисления марганца в соединении  $K_2MnO_4$  равна
2. Восстановителем в реакции  $C_{12}S + O_2 = 2SiO + SO_3$  выступает
  - а) кислород б) сера в) медь d) сера и медь
3. В ходе реакции окислитель:
  - а) повышает степень окисления б) принимает электроны в) обеспечивает среду d) . отдаёт электроны
4. В ряду напряжений вещества расположены
  - а) в порядке уменьшения их электродного потенциала
  - б) по их отношению к кислотам
  - в) в порядке увеличения их электродного потенциала
  - г) в порядке увеличения их восстановительной способности
5. На численное значение электродного потенциала не влияет
  - а) концентрация реагентов в растворе
  - б) температура
  - в) давление
  - г) освещенность

#### Ответы

Тема	Окислительно-восстановительные реакции				
№ вопроса					
Ответ	с	Д			

Критерии оценки успеваемости студентов:

0-2 правильных ответов — 0-20 баллов — «неудовлетворительно»

3 правильных ответов — 21-30 баллов —

«удовлетворительно»

4 правильных ответов — 31-40 баллов — «хорошо»

5 правильных ответов — 41-50 баллов — «отлично»

#### Образец заданий к коллоквиуму

1. Влияние условий протекания реакции на тепловой эффект процесса. Объясните причину различия теплового эффекта процесса при постоянном давлении и постоянном объёме. Напишите формулу для расчёта энтальпии.
- 2 Энтальпийный или энтропийный фактор является движущей силой процесса:  
 $2H_2O(g) = 2H_2(g) + O_2(g)$  При каких температурах возможно самопроизвольное протекание этой реакции.
3. Рассчитать изменение энергии Гиббса в следующих реакциях:  
 $Fe_3O_4(k) + 2C(\text{графит}) = 3Fe(k) + 2CO_2(g)$   
 $Fe_3O_4(k) + 4C(\text{графит}) = 3Fe(k) + 4CO(g)$   
 $Fe_3O_4(k) + 4CO(g) = 3Fe(k) + 4CO_2(g)$   
 Какой из этих процессов может быть использован для получения железа
4. Какое из газообразных топлив — метан, пропан или ацетилен — обладает большей теплотворной способностью?

#### Образец перечня экзаменационных вопросов:

1. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Периоды, группы и подгруппы с точки зрения теории строения атомов.

2. Электронное строение атомов в нормальном и возбужденном состоянии. Примеры.
3. Атомные s-, p-, d-, f-орбитали. Природа квантовых чисел, характеризующих атомные орбитали.
4. s-, p-, d-, f-элементы. Их положение в периодической системе Д.И.Менделеева. Влияние электронного строения на свойства элементов.
5. Периодичность свойств химических элементов: сродство к- электрону, энергии ионизации, атомные и ионные радиусы.
6. Распределение электронов по атомным орбиталям. Принцип Паули. Понятие об электронных уровнях и подуровнях. Устойчивые электронные конфигурации.
7. Принцип Паули. Максимальное число электронов на энергетических уровнях и подуровнях.
8. Понятие об атомных орбиталях, Энергия орбиталей. Связь с КВАНТОВЫМИ числами. Вырожденные орбитали.
9. Заполнение энергетических уровней электронами. Правило Хунда. Основное и возбужденное состояния атомов. Изменение ковалентности атомов в возбужденном состоянии.
10. Природа возникновения химической связи. (На примере молекулярного иона водорода)
11. Кратные связи. Понятие о  $\sigma$ - и  $\pi$ -связях.
12. Природа ковалентной связи. Характеристики ковалентной связи: направленность, насыщенность.
13. Полярность ковалентной связи. Дипольные моменты отдельных связей и молекул.
14. Полярность и поляризуемость связи. Использование этих характеристик для предсказания реакционной способности соединений,
15. Донорно-акцепторная связь. Природа. Характеристики. Сравнение с ковалентной связью.
16. Типы химических связей: Ионная связь.
17. Типы химических связей: Металлическая связь.
18. Основные положения метода валентных связей (ВС). ВАЛЕНТНОСТЬ элементов с позиций метода ВС.
19. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Использование метода для описания двухатомных молекул элементов второго периода.
20. Ограничения метода валентных связей в описании свойств молекул. Локализация и делокализация связей. Понятие о гибридизации.
21. Природа межмолекулярного взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Оценка прочности ван-дер-ваальсова взаимодействия.
22. Ряд окислительно-восстановительных потенциалов. Как изменяются в ряду свойства окисленной и восстановленной форм вещества?
23. Электродный потенциал. Зависимость электродных потенциалов от концентрации реагентов. Уравнение Нернста.
24. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Важнейшие окислители и восстановители.
25. Ряд напряжений металлов. Изменение окислительно-восстановительных свойств металлов в ряду напряжений.
26. Использование окислительно-восстановительных потенциалов для решения вопроса о возможности протекания реакции.
27. Гальванические элементы. Какие химические процессы могут быть использованы для получения электрического тока?

28. Концентрационные источники тока. Изменение э.д.с. гальванического элемента в процессе работы.
29. Электролиз. Катодные и анодные процессы и их потенциалы. Потенциал разложения.
30. Катодные процессы при электролизе. Влияние растворителя. Выбор предпочтительного процесса катодного восстановления.
31. Анодные процессы при электролизе. Влияние растворителя. Выбор предпочтительного процесса анодного окисления.
32. Электролитическое рафинирование меди. Судьба примесей (Fe, Zn, Pb, Ag) в процессе электролиза.
33. Получение щелочей электролизом растворов хлоридов натрия и калия. Понятие о перенапряжении.
34. Тепловой эффект химического процесса. Зависимость от условий. Стандартные условия. Понятие об энтальпии.
35. Простые вещества. Энтальпия образования химического соединения. Энтальпия процесса. Закон Гесса.
36. Микро- и макросостояния. Понятие об энтропии. Изменение энтропии при фазовых переходах.
37. Понятие об энергии Гиббса. Изменение энергии Гиббса в химических процессах. Направление химических реакций.
38. Направление химических процессов, Энтропийный и энтальпийный факторы реализации процесса. Принципы подбора условий осуществимости процесса.
39. Классификация химических реакций по механизму и условиям протекания. Фаза. Поверхность раздела. Гомолиз. Гетеролиз.
40. Понятие о скорости химической реакции, Средняя и мгновенная (истинная) скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции.
41. Элементарные и неэлементарные химические реакции. Механизм химической реакции. Лимитирующая стадия. Порядок реакции и его связь с различными стадиями.
42. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об эффективных и неэффективных соударениях. Энергия активации.
43. Энергия активации и ее связь с энергиями химических связей. Понятие об активированном комплексе, Уравнение Аррениуса и его физический смысл.
44. Механизм радикальной цепной химической реакции. Особенности различных стадий процесса.
45. Обратимые и необратимые химические реакции. Понятие о химическом равновесии. Константа равновесия. Равновесие в гомогенных газообразных системах.
46. Закон действия масс. Химическое равновесие гетерогенных процессов. Выражение для константы равновесия. Связь  $K_p$  и  $K_c$ .
47. Понятие о химическом равновесии. Закон действия масс. Влияние концентрации веществ, температуры и давления на смещение химического равновесия.
48. Понятие о сильных и слабых электролитах, Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Закон разбавления Оствальда.
49. Диссоциация как обратимый процесс. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации, степень диссоциации и их связь между собой.
50. Ионное произведение воды. Водородный показатель и его роль в охарактеризовании кислотности среды.

51. Произведение растворимости, Связь между произведением растворимости, растворимостью электролита и концентрацией отдельных ионов в растворе,
52. Произведение растворимости. Способы уменьшения растворимости труднорастворимых электролитов.
53. Понятие о гидролизе солей. Гидролиз по катиону. Факторы, влияющие на сдвиг равновесия гидролиза.
54. Понятие о гидролизе солей. Гидролиз по аниону. Факторы, влияющие на сдвиг равновесия гидролиза,
55. Влияние заряда катиона и температуры на процесс гидролиза.
56. Комплексообразование в растворах. Структуры комплексных ионов. Внешняя и внутренняя сферы. Центральный ион, Лиганды.
57. Диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости.
- 580 Природа химической связи в комплексных соединениях. Устойчивость внутренней сферы. Координационное число.
59. Типы комплексных соединений. Правила составления названий комплексного соединения.
60. Оксид углерода Его применение в металлургии. Карбиды, карбонилы металлов.
61. Кислород. Нахождение в природе, получение, свойства. Применение кислорода в металлургии.
62. Природные соединения алюминия. Способы получения алюминия. Алюмотермия.
63. Железо. Нахождение в природе, получение. Чугун, сталь,
64. Химические свойства металлов.
65. Взаимодействие металлов с кислотами, щелочами и водой.
66. Основные способы разрушения материалов. Виды сплошной и местной коррозии металлов.
67. Химическая коррозия. Кинетические закономерности. Механизм процесса. Способы защиты.
68. Электрохимическая коррозия. Кинетические закономерности. Механизм процесса. Способы защиты.
69. Основные причины возникновения электрохимической неоднородности материалов при коррозии.

Таблица 2 Шкала оценивания для экзамена

Оценка	Критерии	
	Знаниевая компонента	Деятельностная компонента
Неудовлетворительно	Не способен определить факторы, определяющие направление химических процессов, не способен рассчитать количество реагентов и продуктов реакции, не способен применять в профессиональной деятельности знания о методах защиты металлов и их сплавов от коррозии	Не способен составить уравнения химических процессов; не может привести примеры важнейших окислителей и восстановителей в металлургических производственных процессах: не способен объяснить результаты химического эксперимента; не способен определить состав продуктов реакции в заданных условиях.

Удовлетворительно	Слабо знает свойства классов неорганических веществ; частично способен охарактеризовать их; не всегда знает факторы, влияющие на окислительно-восстановительную способность веществ, не всегда может оценить влияние температуры, концентрации, давления и катализатора на скорость и равновесие химических процессов, нечетко ставит задачи и разрабатывает алгоритм их решения, допуская ошибки.	Испытывает затруднения при интерпретации результатов эксперимента, при расчете термодинамических параметров химических процессов допускает ошибки. не всегда правильно выбирает условия проведения реакций, в отдельных случаях затрудняется в объяснении результатов эксперимента; Неуверенно выбирает факторы для смещения химического равновесия, получения металлов и защиты металлов и сплавов от коррозии.
Хорошо	Знает принципы описания окислительно-восстановительной способности неорганических веществ; не всегда знает факторы, влияющие на смещение химического равновесия	Способен объяснить взаимосвязь строения химических элементов с их свойствами, ставить задачи и разрабатывать алгоритм их решения, допуская незначительные ошибки, способен без ошибок определить результаты химического процесса
Отлично	Уверенно знает принципы осуществимости химических реакций и методы управления химическим процессом, принципы выбора направления реакции, способен аргументированно объяснить взаимосвязь строения химических элементов с их свойствами, ставить задачи и разрабатывать алгоритм их решения	Может уверенно планировать и выполнять эксперимент, уверенно интерпретирует результаты эксперимента; способен ставить задачи и разрабатывать алгоритм их решения, аргументированно выбирать подходы и методы получения и эксплуатации металлов и сплавов в профессиональной деятельности