

ВОПРОСЫ

для проведения промежуточного контроля знаний студентов
по модульно-рейтинговой системе обучения
по учебной дисциплине «ХИМИЯ»

для студентов специальностей

1-74 03 01 Зоотехния

1-74 03 01 Зоотехния ССО

1-74 03 03 Промышленное рыбоводство

(I семестр, форма текущей аттестации – зачет, форма проведения – письменно)

Модуль № 1.

Классы неорганических соединений.

Строение вещества: атом, химическая связь и строение молекул

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Основные химические понятия и законы химии. Молярная масса веществ и молярный объем газов. Газовые законы. Эквивалент. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.
2. Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях.
3. Использование достижений химии в животноводстве, птицеводстве и рыбоводстве: биологически активные вещества, кормовые добавки, антиоксиданты, консерванты.
4. Состав атомных ядер. Изотопы. Атомные орбитали.
5. Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип минимума энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули, правило Хунда. Электронные формулы атомов и ионов.
6. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодическое изменение свойств химических элементов: радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.
7. Химическая связь. Механизм образования химической связи, ее основные типы и особенности.
8. Ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи: обменный, донорно-акцепторный, дативный.
9. Варианты перекрывания атомных орбиталей (АО): σ - и π -связи.
10. Количественные характеристики химической связи: энергия, длина, эффективный заряд атомов в молекуле, дипольный момент. Полярность связи и степень окисления. Ионность связи.
11. Свойства ковалентной связи: кратность, насыщенность и направленность.
12. Гибридизация (sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d^1 -, sp^3d^2 -) и форма (геометрия) молекул.
13. Ионная связь. Поляризация ионов. Механизм образования. Отсутствие насыщенности и направленности. Единство природы ковалентной и ионной связей.
14. Водородная связь: межмолекулярная и внутримолекулярная. Биологическое значение водородной связи.
15. Межмолекулярные взаимодействия и их природа: ориентационные, индукционные и дисперсионные.

Типовые контрольные задания

“Классы неорганических соединений.

Строение вещества: атом, химическая связь и строение молекул”

Тесты

1. В каком ряду указаны формулы несолеобразующих оксидов?
1) SO_3 , BaO , CuO ; 2) Li_2O , SiO_2 , CO_2 ;
3) MgO , SO_2 , NO_2 ; 4) CO , NO , N_2O . (0,5 балла)
2. Соли серной кислоты называются:
1) сульфаты; 2) карбонаты;
3) нитраты; 4) силикаты. (0,5 балла)

3. Укажите число веществ, с которыми реагирует FeO: H₂O, HCl, NaOH, O₂:
1) 1; 2) 3; 3) 4; 4) 2. (0,5 балла)

4. Химическая формула магний гидрофосфата:

1) MgHPO₄; 2) Mg(H₂PO₄)₂;
3) MgHPO₃; 4) Mg₃(PO₄)₂. (0,5 балла)

5. Химическое соединение Ba(NO₂)₂ называется:

1) нитрат бария; 2) нитрит бария;
3) нитрид бария; 4) гидроксид бария. (0,5 балла)

Задания

1. Предмет и задачи курса общей химии с основами аналитической; его связь с другими биологическими и специальными дисциплинами. Закон объемных отношений. (0,5 балла)

2. Закончить уравнения реакций и назвать соединения:

а) Ba(NO₃)₂ + K₂SO₄ →; б) Al(OH)₃ + NaOH → (2 балла)

3. Рассчитать факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ:

а) в соединениях: Al(NO₃)₃, Ba(OH)₂;

б) по реакции: SO₃ + NaOH → NaHSO₄. (1,5 балла)

4. Осуществить превращения: кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → хлорид кальция. (1,5 балла)

5. Написать ступенчатую диссоциацию H₂S. (0,5 балла)

6. Состав атомных ядер. Изотопы. Двойственная корпускулярно-волновая природа электрона. (0,5 балла)

7. Написать электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атомов (возбужденное состояние показать графически): ¹⁶S. Написать электронные формулы ионов: S⁻², S⁺⁴, S⁺⁶. (0,5 балла)

8. Охарактеризовать тип химической связи и тип кристаллической решетки в соединении: H₂S. (0,5 балла)

Сумма баллов – 10

Модуль № 2.

Химическая термодинамика и кинетика.

Растворы: коллигативные свойства. Гидролиз солей

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Понятия: система; гомогенные и гетерогенные системы; открытые, закрытые и изолированные системы.

2. Внутренняя энергия системы, энтальпия.

3. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакции, термохимические уравнения. Экзо- и эндотермические реакции.

4. Стандартная энтальпия образования и сгорания веществ. Закон Гесса и его следствие.

5. Направленность химических процессов. Энтропия – как мера неупорядоченности системы. Второй закон термодинамики.

6. Свободная энергия Гиббса. Экзэргонические и эндэргонические процессы. Сопряженные реакции. Понятие о гомеостазе.

7. Понятие о скорости химической реакции (средняя, мгновенная), факторы, от которых она зависит.

8. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс).

9. Молекулярность и порядок реакции.

10. Влияние температуры на скорость реакции, правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Энергия активации, уравнение Аррениуса, теория активированного комплекса.

11. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ, механизм действия катализатора.

12. Ферменты – биологические катализаторы.

13. Реакции обратимые и необратимые. Состояние химического равновесия для обратимой реакции. Константа равновесия.
14. Принцип Ле-Шателье. Применение законов равновесия к живым системам. Автоколебательные биохимические процессы.
15. Растворы. Истинные растворы. Механизм растворения. Термо-динамика процессов растворения.
16. Растворимость. Способы выражения состава растворов. Массовая доля. Молярная доля. Молярная концентрация. Молярная концентрация эквивалента, моляльность. Титр.
17. Растворы неэлектролитов и их свойства. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
18. Онкотическое давление. Изотонические, гипертонические, гипотонические растворы; тургор, плазмолиз, гемолиз. Роль осмоса в биологических системах.
19. Давление пара растворов. Температура кипения, кристаллизация растворов. Законы Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.
20. Растворы электролитов. Ионные реакции. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент.
21. Диссоциация электролитов с различным характером его химических связей. Гидратация ионов.
22. Степень диссоциации и факторы, влияющие на нее. Типы электролитов.
23. Слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
24. Ионное равновесие. Образование осадка. Произведение растворимости.
25. Ионное произведение воды. Водородный показатель и способы его определения.
26. Сильные электролиты и их состояние в растворах. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
27. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, pH растворов гидролизующих солей.
28. Буферные растворы: классификация, механизм их действия, буферная емкость.
29. Понятие о кислотно-основном равновесии крови. Ацидоз, алкалоз.
30. Роль электролитов в жизнедеятельности организмов. Буферные системы организма животных, птиц и рыб.

Типовые контрольные задания

Химическая термодинамика и кинетика.

Растворы: коллигативные свойства. Гидролиз солей

1. Растворы. Истинные растворы. Классификация растворов. Привести примеры. (1 балл)
2. Реакции обратимые и необратимые. Примеры. Состояние химического равновесия. 1 балл)
3. На основании расчета изобарно-изотермического потенциала определить возможность самопроизвольного протекания реакции по схеме $2(\text{N}_2) + 4\{\text{H}_2\text{O}\} + (\text{O}_2) = 2[\text{NH}_4\text{NO}_3]$:
 $\Delta G_{f 298}^{\circ}(\text{N}_2) = 0$ кДж/моль;
 $\Delta G_{f 298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = 237,5$ кДж/моль;
 $\Delta G_{f 298}^{\circ}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль;
 $\Delta G_{f 298}^{\circ}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -183,8$ кДж/моль. (2 балла)
4. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции: $2(\text{CO}) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{CO}_2)$. Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза? (1 балл)
5. Определить температуру кипения раствора KCl, содержащего в 1 л воды 298 г KCl. Кажущаяся степень диссоциации KCl равна 75 %. (1,5 балла)
6. Напишите в ионной форме следующее уравнение: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{CaI}_2 \rightarrow$ (1 балл)
7. Написать уравнение гидролиза соли: карбоната натрия. (1 балл)
8. Рассчитать, в каком соотношении необходимо смешать 0,1н. раствор NH_4OH с 0,1н. раствором NH_4Cl , чтобы получить буферный раствор с $\text{pH} = 7,8$ ($K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$). (1,5 балла)

Сумма баллов – 10

Модуль № 3.
Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения.
Коллоидные растворы

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Основные понятия: степень окисления и валентность атома элемента в соединениях, процессы окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители.
2. Типы окислительно-восстановительных реакций. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.
3. Факторы, влияющие на протекание ОВР: концентрация реагента, температура, катализатор, характер среды.
4. Понятие о гальваническом элементе. Электрические потенциалы: стандартный электродный потенциал и водородный электрод; стандартный окислительно-восстановительный потенциал; диффузионный потенциал; мембранный потенциал. Уравнение Нернста.
5. ЭДС окислительно-восстановительной реакции. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
6. Особенности окислительно-восстановительных процессов в живом организме. Понятие о биохимических редокс-системах. Взаимосвязь ЭДС реакции со свободной энергией.
7. Понятие о комплексных соединениях. Природа химической связи в комплексных соединениях. Координационная теория Вернера.
8. Теория кристаллического поля.
9. Структура комплексного соединения: комплексообразователь, лиганды (адденды), внутренняя и внешняя сфера, координационное число комплексообразователя.
10. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Магнитные свойства. Геометрия комплекса.
11. Вторичная диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений: константа нестойкости, константа устойчивости.
12. Химия загрязнений биосферы. Методы анализа токсикантов и методы снижения их поступления в атмосферу.
13. Загрязнения гидросферы. Понятие об общих показателях, характеризующих природные и сточные воды.
14. Классификация дисперсных систем. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Строение мицеллы лиофобных коллоидов.
15. Молекулярно-кинетические свойства лиофобных растворов: броуновское движение, диффузия, флуктуация, осмотическое давление, мембранное равновесие, седиментация.
16. Оптические свойства: окраска, опалесценция, явление Фарадея – Тиндаля, нефелометрия, ультрамикроскопия.
17. Электрокинетические свойства: электрофорез, электроосмос, изоэлектрическое состояние (ИЭС) и изоэлектрическая точка (ИЭТ).
18. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов. Причины коагуляции. Виды и кинетика коагуляции. Электролитическая коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди, коллоидная защита, флокуляция, пептизация. Взаимная коагуляция и ее значение.
19. Растворы высокомолекулярных соединений, биополимеры.
20. Изоэлектрическая точка, набухание, устойчивость, высаливание, коацервация, осмотическое давление растворов биополимеров. Онкотическое давление плазмы крови.

Типовые контрольные задания

Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения. Коллоидные растворы

1. Основные понятия: степень окисления и валентность атома элемента в соединениях, процессы окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. (1 балл)
2. Координационная теория Вернера. (1 балл)
3. Методы получения и очистки коллоидных растворов. (1 балл)

4. Определить степени окисления элементов в соединениях: NO_3^- , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, MnO_2 . Расставить коэффициенты в ОВР методом электронного баланса или электронно-ионным методом: $\text{KClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$. (2 балла)

5. Дать полную характеристику комплексному соединению $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ (первичная диссоциация, структура, название, вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости, геометрия). (2 балла)

6. Написать формулу мицеллы барий сульфата, полученного при смешивании 1 л 0,005н. раствора барий хлорида с таким же объемом 0,001н. раствора серной кислоты. Указать название всех слоев мицеллы. (2 балла)

7. Альбумин яйца, ИЭТ которого находится при $\text{pH} = 4,8$, помещен в раствор с $\text{pH} = 6,0$. Как заряжен альбумин яйца в растворе? (1 балл)

Сумма баллов – 10