



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Вопросы текущей аттестации для студентов специальностей

6-05-0811-01 Производство продукции растительного происхождения
6-05-0811-01 Производство продукции растительного происхождения ССО

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ И ТИПОВЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Раздел 2. «АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ С ОСНОВАМИ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ МЕТОДОВ АНАЛИЗА»

”Титриметрический анализ” ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Титриметрический метод. Сущность метода. Применение в сельскохозяйственном анализе.
2. Требования к реакциям, применяемым в титриметрическом анализе.
3. Классификация методов титриметрического анализа. Измерительная посуда, ее проверка и работа с ней.
4. Способы выражения концентрации растворов. Вычисление молярных масс эквивалентов в различных методах титриметрического анализа.
5. Титрование. Точка эквивалентности и конечная точка титрования.
6. Стандартные и стандартизированные растворы.
7. Первичные стандарты и требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы. Вторичные (стандартизированные) растворы.
8. Точность титриметрического анализа и источники ошибок.
9. Метод кислотно-основного титрования. Сущность метода. Стандартизация растворов.
10. Точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования. Индикаторы кислотно-основного титрования. Интервал перехода окраски и показатель титрования индикатора. Выбор индикатора.
11. Методы окислительно-восстановительного титрования. Перманганатометрия, иодо- и дихроматометрия.
12. Способы определения точки эквивалентности (индикаторные и безиндикаторные). Индикаторы, применяемые в окислительно-восстановительных методах: специфические и окислительно-восстановительные.
13. Перманганатометрия. Общая характеристика метода. Приготовление раствора перманганата калия. Первичные стандарты. Стандартизация раствора перманганата калия.
14. Иодометрия. Общая характеристика метода. Приготовление и хранение растворов тиосульфата натрия и иода. Первичные и вторичные стандарты в иодометрии. Крахмал как индикатор иодометрии.
15. Методы комплексонометрического титрования. Сущность метода.
16. Реакции комплексообразования и требования к ним. Комплексонометрия. Понятие о комплексоновом комплексе.
17. Строение молекул простейших комплексонов. Этилендиаминтетрауксусная кислота и ее натриевая соль, (ЭДТА, комплексон -III) как комплексонометрический реагент. Металлиндикаторы.
18. Методы комплексонометрического титрования. Применение комплексонометрии в сельскохозяйственном анализе.

Типовой вариант ”Титриметрический анализ”

1. Какие растворы называются стандартными? Как их можно приготовить?
2. Какой объем воды надо добавить к 200 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 24% ($\rho=1,141\text{г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей 16%?
3. Приготовить 250 мл раствора тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ с молярной концентрацией 0,1 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. На титрование навески щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,1580 г, растворенной в произвольном объеме, израсходовано 25,20 мл раствора щелочи КОН. Определите молярную концентрацию эквивалента, титр раствора щелочи. Напишите уравнение реакции.
5. Сколько миллилитров раствора перманганата калия ($T(\text{KMnO}_4)=0,001682\text{ г/мл}$) пойдет на титрование раствора, полученного растворением 0,8250 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в произвольном объеме воды?



Раздел 4 «ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ»

«ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА И ТЕРМОХИМИЯ. РАСТВОРЫ И ИХ КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА» ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Предмет, задачи и методы физической химии. Значение и основные направления развития физической химии.
2. Фаза. Фазовые переходы. Понятие о мезофазе. Состояние вещества: газообразное, твердое, жидкое, плазма.
3. Газообразное состояние. Законы идеальных газов. Уравнение состояния идеального газа. Парциальное давление. Закон Дальтона. Кинетическая теория газов. Скорость молекул и закон распределения скоростей.
4. Реальные газы. Уравнение состояния реальных газов. (Уравнение Ван-дер-Ваальса). Конденсация газов и критическое состояние.
5. Твердое состояние. Кристаллические системы. Типы кристаллических решеток.
6. Жидкое состояние. Плотность, молярный объем. Вязкость.
7. Термодинамическая система и внешняя среда. Состояния системы, параметры состояния, экстенсивные и интенсивные свойства. Функции состояния.
8. Термодинамические процессы. Функции процесса. Термодинамическое равновесие. Энергия и ее виды.
9. Понятие: система; гомогенные и гетерогенные системы; открытые, закрытые и изолированные системы. Внутренняя энергия системы, энтальпия.
10. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакции. Экзо- и эндотермические реакции.
11. Стандартная энтальпия образования и сгорания веществ. Закон Гесса и его следствие.
12. Направленность химических процессов. Энтропия – как мера неупорядоченности системы. Второй закон термодинамики.
13. Свободная энергия Гиббса. Экзэргонические и эндэргонические процессы. Сопряженные реакции. Понятие о гомеостазе. Третий закон термодинамики.
14. Понятие о скорости химической реакции (средняя, мгновенная), факторы, от которых она зависит. Молекулярность и порядок реакции.
15. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс).
16. Влияние температуры на скорость реакции. Активированный комплекс. Теория Аррениуса. Энергия активации, уравнение Аррениуса, теория активированного комплекса.
17. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ, механизм действия катализатора. Ферментативный катализ, его особенности и значение.
18. Состояние химического равновесия для обратимой реакции. Константа равновесия. Применение законов равновесия к живым системам. Автоколебательные биохимические процессы. Константа химического равновесия и ее связь с изменением свободной энергии.
19. Равновесие между фазами для чистых веществ. Диаграмма состояния. Уравнение Клапейрона. Квазиравновесные процессы в растениях и организмах.
20. Раствор как физико-химическая система. Идеальные и реальные растворы. Термодинамика процесса растворения. Растворимость веществ. Влияние на растворимость внешних условий. Закон Генри.
21. Способы выражения состава растворов. Массовая доля. Молярная доля. Молярная концентрация. Молярная концентрация эквивалента, моляльность. Титр.
22. Разбавленные растворы. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. I закон Рауля.
23. Температуры замерзания и кипения разбавленных растворов. II закон Рауля. Криоскопия. Эбуллиоскопия.
24. Осмос. Осмотическое давление разбавленных растворов. Закон Вант-Гоффа. Биологические процессы и осмос.
25. Отклонение свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

ТИПОВОЙ ВАРИАНТ

«Химическая термодинамика и термохимия. Растворы их коллигативные свойства»

1. Энтальпия. Первое начало термодинамики. Тепловой эффект реакции, термохимические уравнения. Экзо- и эндотермические реакции.
2. Растворы. Истинные растворы. Классификация растворов. Привести примеры.
3. На основании S_{298}° соответствующих веществ вычислить $\Delta S_{\text{реакции}}^{\circ}$ и определить возможность ее протекания.
$$(\text{C}_2\text{H}_4) + 3(\text{O}_2) = 2(\text{CO}_2) + 2\{\text{H}_2\text{O}\}$$

Значение S_{298}° (Дж/(моль·К)) для $\text{O}_2=205,03$; $\text{C}_2\text{H}_4=219,4$; $\text{CO}_2=213,6$; $\text{H}_2\text{O}=69,96$.
4. . Определить температуру кипения раствора KCl, содержащего в 1 л воды 298 г KCl. Кажущаяся степень диссоциации KCl равна 75%.
5. В 300 мл H_2O растворено 200г H_3PO_4 ($\rho=1,25$ г/см³). Выразить состав образовавшегося раствора в %, рассчитать моляльную, молярную и молярную концентрацию эквивалента.



«РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ» ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент. Степень диссоциации и факторы, влияющие на нее. Типы электролитов.
2. Слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
3. Сильные электролиты и их состояние в растворах. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
4. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, рН растворов гидролизующих солей.
5. Буферные растворы: классификация, механизм их действия, буферная емкость. Роль электролитов в жизнедеятельности организмов. Буферные системы организма.
6. Проводники первого и второго рода. Скорости движения ионов. Числа переноса. Удельная электрическая проводимость, ее зависимость от различных факторов.
7. Эквивалентная электрическая проводимость, ее зависимость от разбавления. Эквивалентная электрическая проводимость при бесконечном разбавлении. Закон независимости движения ионов (закон Кольрауша). Электролитическая подвижность ионов. Определение степени и константы диссоциации слабых электролитов.
8. Классификация дисперсных систем. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Строение мицеллы лиофобных коллоидов.
9. Молекулярно-кинетические свойства лиофобных растворов: броуновское движение, диффузия, флуктуация, осмотическое давление, мембранное равновесие, седиментация.
10. Оптические свойства: окраска, опалесценция, явление Фарадея-Тиндаля, нефелометрия, ультрамикроскопия.
11. Электрокинетические свойства: электрофорез, электроосмос, изоэлектрическое состояние (ИЭС) и изоэлектрическая точка (ИЭТ).
12. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов. Причины коагуляции. Виды и кинетика коагуляции.
13. Электролитическая коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди, коллоидная защита, флокуляция, пептизация. Взаимная коагуляция и ее значение.
14. Растворы высокомолекулярных соединений, биополимеры.
15. Изоэлектрическая точка, набухание, устойчивость, высаливание, коацервация, осмотическое давление растворов биополимеров.

ТИПОВОЙ ВАРИАНТ

«РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ»

1. Растворы электролитов. Ионные реакции.
2. Классификация дисперсных систем.
3. Электролитическая коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди.
4. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М раствора равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение рК.
5. Вычислите рН равных объемов смеси 0,03 н. раствора уксусной кислоты и 0,1 н. раствора ацетата натрия ($K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
6. Для получения гидрозоля йодида серебра смешали 20 мл 0,005 н. раствора нитрата серебра с 50 мл 0,1 н. раствора йодида калия. Написать схему строения мицеллы этого золя. Определить заряд гранулы и направление ее движения при электрофорезе.
7. Получен золь гемоглобина в буферном растворе с рН = 3,5. Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при рН = 6,7?