



ТИПОВЫЕ ЗАДАНИЯ МОДУЛЕЙ по учебной дисциплине «ХИМИЯ»

Раздел «Физическая и коллоидная химия»

для студентов специальности 6-05-0811-05 Защита растений и карантин

МОДУЛЬ № 3

«ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ»

БЛОК №1

«ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА.

РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ 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.
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. Экзергонические и эндергонические 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. Понятие об онкотическом давлении. Биологические процессы и осмос.
25. Отклонение свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

Блок №1 «Химическая термодинамика. Растворы неэлектролитов и их коллигативные свойства»

ТИПОВОЙ ВАРИАНТ

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 $\Delta S_{реакции}^{\circ}$ и определить возможность ее протекания.
$$(C_2H_4) + 3(O_2) = 2(CO_2) + 2(H_2O)$$

Значение S_{298}° (Дж/(моль·К)) для $O_2=205,03$; $C_2H_4=219,4$; $CO_2=213,6$; $H_2O=69,96$.
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.



БЛОК № 2

«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, pH растворов гидролизуемых 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.

Блок № 2 «Растворы электролитов и буферные системы. Коллоидные растворы»

ТИПОВОЙ ВАРИАНТ

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 pH 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 pH = 3,5. Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при pH = 6,7?