

КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Химия

Квалификация (степень) выпускника Бакалавр

АННОТАЦИЯ

В программе дисциплины рассматриваются электронная теория строения атома, основы теории химической связи, энергетика химических реакций, элементы химической термодинамики, химия элементов и их основных соединений, в том числе элементов атомной энергетики, методы выделения, очистки и идентификации веществ.

Теоретическая часть дисциплины излагается в лекционном курсе. Полученные знания закрепляются на практических и лабораторных занятиях. Самостоятельная работа предусматривает работу с учебниками, учебными пособиями и справочным материалом, подготовку к практическим и лабораторным занятиям, выполнение домашних заданий, подготовку к тестированию, контрольным работам и к написанию рефератов.

Промежуточная аттестация по дисциплине

Формой промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» являются:

1 семестр – зачет

2 семестр – экзамен

Шкала оценки образовательных достижений

К промежуточному контролю в 1-м (зачету) и 2-м семестре (экзамену) допускаются студенты, имеющие рейтинг не ниже соответствующего порогового значения – 30 баллов (из 50): пройден входной и текущий контроль (сданы все лабораторные работы, ДЗ, тесты, контрольные работы, пройден рубежный контроль по 3 разделам). Суммарная оценка после зачета или экзамена - не ниже 60 баллов (из 100). Итоговая оценка по дисциплине определяется суммой баллов, полученных в течение семестра при аттестации разделов курса, а также на зачете или экзамене.

Критерии составных частей текущего контроля:

Код	Вид оценочного средства	Критерии	Балл	Максимальный балл – минимальный балл
T1, T3, T5, T7, T9, T11, T13	Тестовые задания	выставляется студенту если студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно отвечает на вопрос и умеет увязывать теорию с выполнением практического задания	5	5-3
		выставляется студенту если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос	4	
		выставляется студенту если он имеет знания	3	

		только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении учебного материала		
		выставляется студенту, который не знает значительной части теории, допускает существенные ошибки	н/з	
ЛР1 ЛР3 ЛР5 ЛР7 ЛР9 ЛР11 ЛР13	Система вопросов и упражнений, позволяющая провести процедуру измерения уровня умений и владений обучающегося навыками химического эксперимента и ответственного отношения к веществу.	выставляется студенту если студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно отвечает на вопрос и умеет увязывать теорию с практикой, овладел техникой эксперимента	5	5 – 3
		выставляется студенту если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос	4	
		выставляется студенту если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала	3	
		выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки	н/з	
КР5 ДЗ4 ДЗ7	Контрольная работа, домашнее задание	выставляется студенту если студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно отвечает на вопрос и умеет увязывать теорию с выполнением практического задания	5	5-3
		выставляется студенту если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос	4	
		выставляется студенту если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении учебного материала	3	
		выставляется студенту, который не знает значительной части теории, допускает существенные ошибки	н/з	
КР 15	Контрольная работа	выставляется студенту если студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно отвечает на вопрос и умеет увязывать теорию с выполнением практического задания	10-9	10-6
		выставляется студенту если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос	8-7	
		выставляется студенту если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении учебного материала	6	
		выставляется студенту, который не знает значительной части теории, допускает существенные ошибки	н/з	

БДЗ 13	выставляется студенту если студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно отвечает на вопрос и умеет увязывать теорию с выполнением практического задания по курсу химии	10-9	10-6
	выставляется студенту если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос	8-7	
	выставляется студенту если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении учебного материала	6	
	выставляется студенту, который не знает значительной части теории, допускает существенные ошибки	н/з	

Итоговая оценка представляет собой сумму баллов, набранных студентом при выполнении заданий в рамках текущего и промежуточного контроля и выставляется в соответствии с Положением о кредитно-модульной системе в соответствии со следующей шкалой:

Оценка по 5-балльной шкале	Сумма баллов за разделы	Оценка ECTS
5 – «отлично»	90-100	A
4 – «хорошо»	85-89	B
	75-84	C
	70-74	D
3 – «удовлетворительно»	65-69	E
	60-64	F
2 – «неудовлетворительно»	Ниже 60	F

Характеристика уровня знаний, соответствующего полученным баллам:

Оценка по 5-балльной шкале – оценка по ECTS	Сумма баллов за разделы	Требования к знаниям, умениям, владениям студента
«отлично» – A	90 ÷ 100	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программу курса химии, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, использует в ответе современный научный материал по химии.
«хорошо» – D, C, B	70 ÷ 89	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос и выполнении задания.
«удовлетворительно» – E, D	60 ÷ 69	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала.
«неудовлетворительно» – F	менее 60	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

Методические рекомендации по темам курса

Тема «Типы химических реакций и ионно-молекулярные уравнения»

Изучите классификацию химических реакций:

- по изменению степени окисления элементов, (ОВР и без изменения степени окисления);

- по изменению числа исходных и конечных веществ и характеру протекания реакций (обмен, замещение, разложение, соединение);

- по обратимости реакций (напомним, что к необратимым относятся реакции протекающие в растворах, в результате которых образуются малорастворимые соединения, слабые электролиты или газы; а к обратимым относятся реакции, в которых участвуют слабые электролиты, газообразные вещества или малорастворимые соединения, присутствующие как в исходных веществах, так и в продуктах);

- по числу фаз (сформулируйте понятие фазы, гомогенной и гетерогенной реакций, приведите примеры для каждой из них).

Согласно теории электрохимической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Такие реакции принято записывать в виде ионно-молекулярных уравнений. Обратите внимание на то, что при составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить:

а) малорастворимые, слабодиссоциирующие и газообразные вещества записываются в виде молекул;

б) растворимые сильные электролиты как полностью диссоциированные записываются в виде ионов;

в) сумма электрических зарядов ионов в левой и правой частях уравнения должна быть одинаковой.

Следует обратить внимание, что в водных растворах практически полностью распадаются на ионы: сильные кислоты, сильные основания, все хорошо растворимые в воде соли. Приведите примеры.

Кислые и основные соли диссоциируют в водных растворах как сильные электролиты по первой ступени и в ионно-молекулярных уравнениях записываются в виде ионов, которые образуются в результате диссоциации по первой ступени. Разберите несколько примеров.

Рассмотрите слабые электролиты, приведите примеры слабых кислот, оснований. Отметьте, что слабые электролиты в ионно-молекулярных уравнениях записываются в виде молекул. Разберите примеры составления полных и сокращенных ионно-молекулярных уравнений.

Тема «Электронное строение атома и периодический закон»

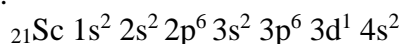
Студент, имеющий современное представление о строении атома, должен уделить особое внимание составлению электронных формул, т.к. химические свойства элемента зависят от электронного строения атома.

Для составления электронной формулы атома элемента нужно знать его порядковый номер (Z), номер периода и номер группы в таблице Д.И.Менделеева, а также принцип формирования электронных орбиталей атома (минимум энергии, принцип Паули, правило Клечковского, правило Хунда).

Нужно уметь составлять полную и сокращенную электронные формулы, а также в виде энергетических ячеек (на основе сокращенной) для основного и максимально возбужденного состояния атома; определять число валентных электронов для обоих состояний (в простейшем случае – это число неспаренных незаблокированных электронов); характеризовать валентные электроны в максимально возбужденном

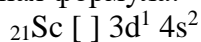
состоянии квантовыми числами (n, l, m, s). Например: $Z=21$, следовательно, это скандий – ${}_{21}\text{Sc}$. В таблице находится в четвертом периоде, в третьей группе.

Полная электронная формула:

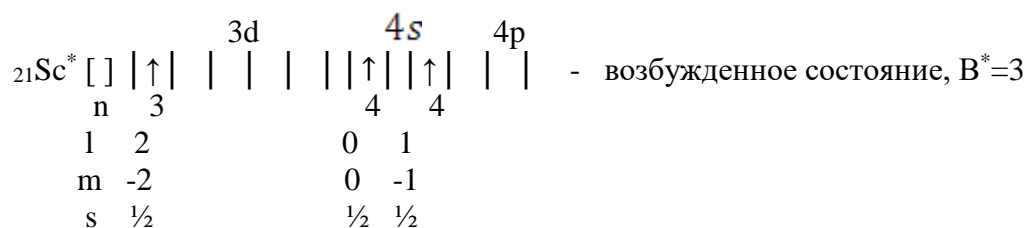
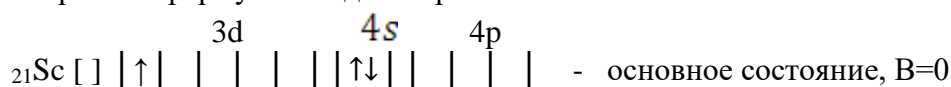


(сумма электронов в атоме равна 21, количество энергетических уровней равно четырем, количество внешних электронов, способных участвовать в образовании химических связей, равно трем ($3d^1 4s^2$)).

Сокращенная электронная формула:



Электронная формула в виде энергетических ячеек:



Тема «Химическая связь»

Следует понимать, что атомы химических элементов, кроме инертных, объединяются в молекулы, подчиняясь принципу минимальной энергии ($E_{\text{молекулы}} < E_{\text{атомов}}$).

Основными видами химической связи являются:

- ковалентная (неполярная при $\Delta\chi = 0 \div 0,4$, полярная при $0,4 < \Delta\chi < 2$);
- ионная (при $\Delta\chi > 2$);
- донорно-акцепторная;
- водородная;
- металлическая.

Нужно знать четкие определения этих видов связи и основные различия между ними. При рассмотрении характеристик химической связи (энергия, длина, полярность, поляризуемость, насыщенность и направленность) следует обратить внимание: ионная связь, в отличие от ковалентной, не обладает ни насыщенностью, ни направленностью.

Изучение межмолекулярных взаимодействий (ориентационных, индукционных и дисперсионных) важно для исследования свойств и структуры газов, жидкостей и твердых веществ.

Межмолекулярная водородная связь устанавливается между поляризованным атомом водорода одной молекулы и сильно электроотрицательным атомом (F, O, N) соседней молекулы.

Тема «Энергетика химических процессов»

Для описания энергетического состояния системы нужно знать функций состояния: внутренняя энергия (U), энтальпия (H), энтропия (S), энергия Гиббса (G).

Термохимия, т.е. изучение тепловых эффектов, основана на законе сохранения энергии ($Q = \Delta U + A$).

Изохорный тепловой эффект реакции $Q_V = \Delta U$;

Изобарный тепловой эффект $Q_P = \Delta H$, причем $\Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + \Delta n_{\text{газ}}RT$, т.е. если в реакции $\Delta n_{\text{газ}} = 0$, то $\Delta U = \Delta H$.

Расчеты в термохимии основаны на двух законах (законе Лавуазье – Лапласа и законе Гесса), а также на следствиях из этих законов.

Очень важной характеристикой вещества является стандартная энтальпия образования $\Delta H_{\text{обр.298}}^0$, по величине и знаку которой можно судить об устойчивости или неустойчивости (взрывоопасности) вещества.

По справочным данным $\Delta H_{\text{обр.298}}^0$ рассчитывают изобарный эффект реакции (если $\Delta H_{\text{реакции}} < 0$, то реакция экзотермическая; если $\Delta H_{\text{реакции}} > 0$, то реакция эндотермическая).

Так, для процесса $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_C C + \nu_D D$

$$\Delta H_{\text{реакц}}^0 = \nu_C \Delta H_{\text{обр}}^0(C) + \nu_D \Delta H_{\text{обр}}^0(D) - \nu_A \Delta H_{\text{обр}}^0(A) - \nu_B \Delta H_{\text{обр}}^0(B)$$

Энтропия характеризует степень хаотичности системы. Энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле равна нулю (постулат Планка).

По справочным значениям энтропии веществ рассчитывают ΔS реакции.

$$\Delta S_{\text{реакц}}^0 = \nu_C S^0(C) + \nu_D S^0(D) - \nu_A S^0(A) - \nu_B S^0(B)$$

Критерием возможности самопроизвольного протекания процесса является знак изменения энергии Гиббса реакции:

если $\Delta G < 0$, то реакция может протекать в прямом направлении (1→2)

$\Delta G = 0$, химическое равновесие (1 ↔ 2);

$\Delta G > 0$, реакция в прямом направлении не идет, только в обратном! (1← 2).

Два метода расчета:

$\Delta G_{\text{реакц}} = \Delta H_{\text{реакц}} - T \Delta S_{\text{реакции}}$ (уравнение Гиббса);

$\Delta G_{\text{реакц}}^0 = \sum \nu_i \Delta G_{\text{обр.}i}^0$ (продуктов) – $\sum \nu_j \Delta G_{\text{обр.}j}^0$ (исходных веществ)

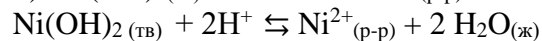
Тема «Химическое равновесие»

Необходимо освоить понятия «химический потенциал» (μ) и «активность» (a) для вывода закона действия масс (ЗДМ), т.е. конкретного выражения констант равновесия: K_a , K_c , K_p . Термодинамическая константа равновесия K_a равна отношению произведения равновесных активностей продуктов реакции с показателями степени, равными их стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных активностей исходных веществ, также возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Аналогичны также определения концентрационных констант равновесия, выраженных через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления компонентов реакции.

Следует учесть, что активность (a) чистых и жидких и твердых веществ принимается равной единице, а их концентрации и парциальные давления насыщенного пара постоянны (const).

Если реакция протекает в растворе, нужно составить краткое ионное уравнение реакции и к нему написать выражения K_a и K_c ; если реакция газофазная, то для нее составляют выражения K_a и K_p .

Примеры: 1) $\text{Ni(OH)}_{2(\text{тв})} + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{NiCl}_{2(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$



$$a=1$$

$$a=1$$

$$c=\text{const}$$

$$c=\text{const}$$

$$K_a = \frac{a_{\text{Ni}^{2+}}}{a_{\text{H}^+}^2}; \quad K_c = \frac{c_{\text{Ni}^{2+}}}{c_{\text{H}^+}^2}$$

2) $\text{La}_2\text{CO}_{3(\text{тв.})} \rightleftharpoons \text{La}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$

$$a=1$$

$$a=1$$

$$p=\text{const} \quad p=\text{const}$$

$$K_a = a_{\text{CO}_2}^3 \quad K_p = p_{\text{CO}_2}^3$$

Такие факторы, как изменение концентрации одного компонентов реакции, изменение температуры, изменение давления (путем уменьшения или увеличения объема системы) приводят к смещению химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье.

Увеличение концентрации одного из веществ, участвующих в равновесии, смещает равновесие в сторону расщепления этого вещества.

Уменьшение концентрации какого-либо вещества смещает равновесие в сторону образования этого вещества.

При увеличении давления путем сжатия системы равновесие смещается в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ (если $\Delta V_{\text{газ}} = 0$, то равновесие не нарушается при изменении давления).

При нагревании равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении – в сторону экзотермической.

Численное значение константы равновесия не зависит ни от изменения концентрации компонентов, ни от изменения давления, а зависит только от температуры.

Если реакция экзотермическая ($\Delta H < 0$), то повышение температуры уменьшает численное значение K , а если реакция эндотермическая ($\Delta H > 0$), то повышение температуры увеличивает численное значение K .

Более конкретно рассмотреть равновесные процессы в растворах, к которым относятся: диссоциация слабых электролитов, гетерогенное равновесие между осадком и труднорастворимой соли и ее ионами в насыщенном растворе, а также реакции гидролиза солей, содержащих ионы слабого основания (гидролиз по катиону) или ионы слабой кислоты (гидролиз по аниону). Константы равновесия этих процессов называются, соответственно, константой диссоциации (K_d), произведением растворимости (ПР) и константой гидролиза (K_r). Нужно уметь их выводить. Табличные значения K_d нужно использовать для расчета степени диссоциации (α) и рН слабых кислот и слабых оснований, а табличные значения ПР – для расчета растворимости труднорастворимых соединений.

Тема «Комплексные соединения»

Сформулировать определение комплексного соединений (КС) и на конкретном примере рассмотреть все его составляющие.

Главная особенность в образовании комплекса – это донорно-акцепторный механизм связи между комплексообразователем (акцептор электронных пар) и лигандами (доноры электронных пар).

Необходимо различать моно- и полидентные лиганды, а также понимать взаимосвязь дентатности лигандов с координационным числом (КЧ).

Донорно-акцепторные связи придают прочность внутренней сфере КС, в чем можно убедиться, сравнив процессы диссоциации КС и двойной соли в водном растворе.

Количественной мерой прочности комплексов является константы нестойкости K_n , величины которых приведены в справочных таблицах. Чем больше K_n , тем менее прочен комплекс.

При воздействии реагента, дающего с ионами комплексообразователя труднорастворимое соединение, комплекс разрушается, если произведение концентраций ионов, составляющих это труднорастворимое соединение больше его произведения растворимости ($PK > ПР$).

Нужно уметь рассчитывать ПК.

Следует рассмотреть связь пространственной конфигурации комплекса с координационным числом и типом гибридизации орбиталей, участвующих в донорно-акцепторных связях.

Необходимо иметь представление о внутрикмоплексных соединениях и о кластерах.

Тема «Химическая кинетика»

Важно понять, что скорость гомогенной реакции как производная по времени от концентрации в ходе реакции постоянно меняется. Поэтому чтобы определить, какая из двух реакций протекает быстрее, нужно сравнивать не скорости, а их энергии активации (E_a кДж/моль).

Энергия активации – это энергия, которой должны обладать реагирующие частицы, чтобы вступить во взаимодействие; ее величина зависит от природы реагирующих частиц: для ионов противоположного знака $E_a \sim 0$, для атомов и радикалов $E_a = 0 \div 60$, для молекул $E_a = 80 \div 240$. Нужно уметь объяснить причины различия этих значений.

Чем выше E_a , тем меньше скорость реакции.

Реакции, у которых $E_a \leq 100$ кДж/моль, протекают с заметной скоростью без всякого инициирования.

Необходимо знать математическую зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации исходных реагентов: $v = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m$. - это уравнение есть закон действия масс (ЗДМ) в кинетике. В этом уравнении k –

константа скорости, она не зависит от концентрации. Ее находят экспериментально. По ее величине можно сравнивать скорости реакций. Показатели степеней при концентрациях m и n – это частные порядки, Общий порядок реакции $n_{общ.} = n + m$. Для простых (одностадийных) реакций частные порядки совпадают со стехиометрическими коэффициентами ($n = \nu_A$; $m = \nu_B$), а для сложных (многостадийных) реакций их определяют экспериментально.

Нужно понимать взаимосвязь между ЗДМ в кинетике и ЗДМ в термодинамике (закон соответствия).

При математическом выводе кинетического уравнения реакции 1-го порядка следует обратить внимание, что время полупревращения ($\tau_{1/2} = \ln 2/k$) не зависит от исходной концентрации. К реакциям 1-го порядка относятся, например, процессы радиоактивного распада.

Скорость реакции зависит от температуры (по уравнению Вант Гоффа и уравнению Аррениуса).

Так как скорость зависит от от наличия катализатора, то необходим знать основные положения катализа (гомогенного, гетерогенного, ферментативного).

Тема «Растворы»

Из определения следует, что раствор – это система гомогенная, состоящая из двух и более компонентов, концентрация которых может меняться в определенных пределах без нарушения гомогенности.

Существует несколько классификаций растворов: по агрегатному состоянию, по природе растворителя (водные, неводные), по состоянию растворенного вещества (неэлектролиты, электролиты), по концентрации, по взаимодействию между частицами (идеальный и реальный).

Рассмотрите подробнее процессы растворения, сольватации (гидратации), электролитической диссоциации и ассоциации. Не следует путать растворение с диссоциацией! Например, спирт легко растворяется в воде, но не диссоциирует на ионы, а AgCl очень трудно растворяется в воде. Однако в насыщенном растворе нет молекул, а есть ионы.

Таким образом, спирт – это хорошо растворимый неэлектролит, а AgCl – трудно растворимый сильный электролит.

Следует освоить методы определения состояния вещества в растворе (молекулы, ионы, ассоциаты) по изменению температуры замерзания ($\Delta T_{\text{зам}}$) раствора относительно чистой воды, а также по изменению экспериментального осмотического давления раствора относительно расчетного значения ($\pi = CRT$).

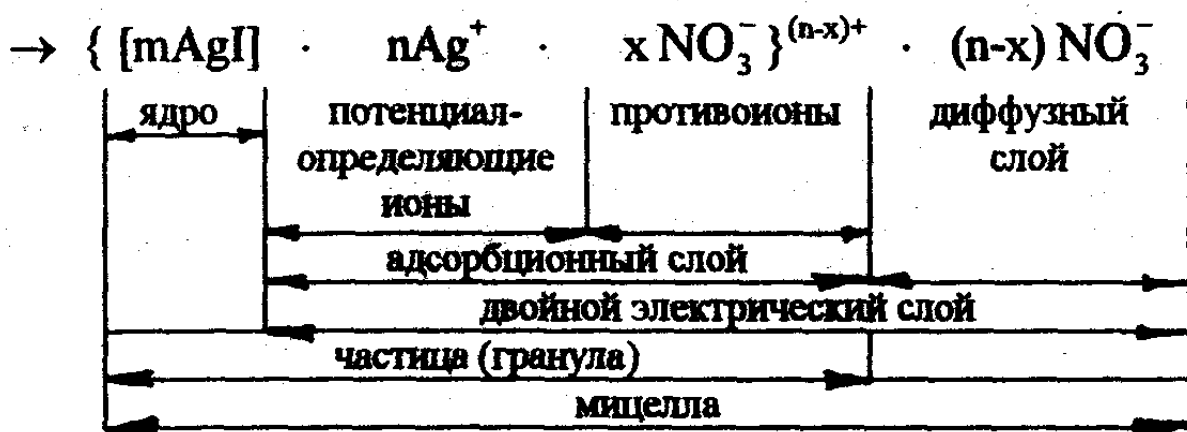
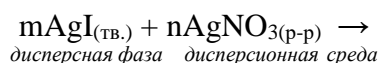
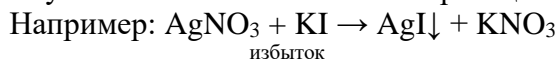
Учитывая, что на практике мы имеем дело не с идеальными растворами ($c < 10^{-4}$ моль/л), а с реальными, где существуют различные взаимодействия между компонентами раствора, необходимо разобраться в расчетах ионной силы (I), а также коэффициента активности и самой активности раствора с использованием уравнения Дебая – Хюккеля.

Тема «Коллоидные растворы»

Так как дисперсные системы (туман, дым, пыль, молоко и пр.) и, в частности, коллоидные растворы (чай, кофе) имеют место в нашей жизни, то необходимо представлять себе их строение и свойства.

Коллоидный раствор (золь) – микрогетерогенная система, состоящая из жидкой дисперсионной среды и твердой мелко раздробленной дисперсной фазы, частицы которой имеют размеры $10^{-7} \div 10^{-9}$ м. Структурной единицей золя является сложная частица – мицелла.

Образование золь из смеси растворов реагентов, один из которых взят в избытке, нужно уметь описать химическими реакциями, используя правило Пескова – Фаянса.



Нужно уметь объяснить свойства коллоидных растворов: кинетическая и агрегативная устойчивость, коагуляция, седиментация, разрушение коллоидных систем действием электролита (порог коагуляции), оптические свойства (конус Тиндаля), электрические свойства (электрофорез, электроосмос). Необходимо знать различные методы получения коллоидных растворов (диспергирование и конденсация) и их применение.

Тема «Электрохимические системы»

Повторите понятия: окислитель, восстановитель, электронный баланс, электрод.

Изучите механизм образования двойного электрического слоя, возникновения электродного потенциала. Примените уравнение Нернста для электродного потенциала металлического, неметаллического, водородного и кислородного электродов.

Особенность окислительно-восстановительной реакции в электрохимическом процессе заключается в том, что полуреакции окисления и восстановления пространственно разделены.

Гальванический элемент – химическая система, преобразующая энергию химической реакции в электрическую. Рассмотрите процессы на аноде и катоде при разомкнутой и замкнутой цепи в гальваническом элементе Даниэля-Якоби (Cu/CuSO₄//ZnSO₄/Zn). Запишите токообразующую реакцию, определите ЭДС гальванического элемента. Составьте схему гальванического элемента.

Приведите примеры обратимых, необратимых, концентрационных гальванических элементов. Составьте схему обратимого, необратимого и концентрационного гальванического элемента, используя стандартные электроды: Pt, H₂ / HCl, Ni/NiSO₄, Ni/NiCl₂, Pt, Cl₂ / HCl. Напишите процессы на аноде и катоде, токообразующую реакцию и определите ЭДС каждого гальванического элемента.

Электролиз. Особенности процессов при электролизе. Перенапряжение. Сравните табличные значения величин перенапряжений выделения водорода и кислорода на разных электродах. Рассмотрите последовательность электродных процессов при электролизе водного раствора CuCl₂:

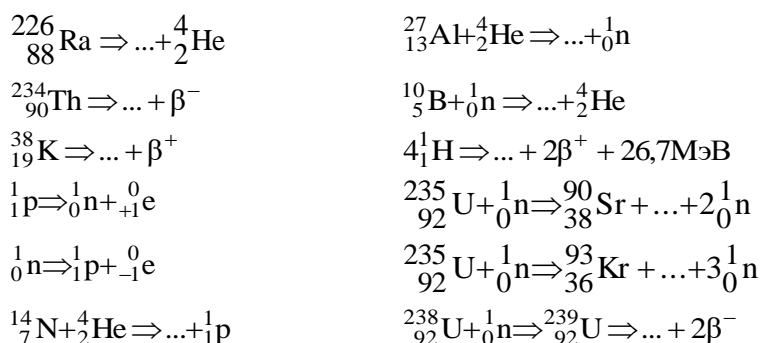
- а) среда – кислая, электроды графитовые;
 - б) среда – кислая, катод – металлический (Zn), анод – графитовый;
 - в) среда – кислая, катод – графитовый, анод – металлический (Cu).
- Электрохимическая коррозия. Рассмотрите процессы в парах Fe/Zn и Fe/ Sn.

Тема «Радиоактивность и радиохимия»

Изотопия. Необходимо пояснить существование устойчивых и неустойчивых изотопов, определение зоны устойчивости и привести соответствующие примеры.

Рассмотрите основные виды ионизирующего излучения и их взаимодействие с веществом. Рассмотрите примеры ядерных реакций, реакций ядерного синтеза, примеры взаимодействия нейтронов с легкими и тяжелыми элементами. Обратите внимания на условия возникновения цепной реакции и синтеза новых химических элементов. Скорость радиоактивного распада. Рассмотрите пример расчета времени с использованием данных по периоду полураспада.

Рассмотрите уравнения ядерных реакций и реакций радиоактивного распада,



Тема «Разделительные системы»

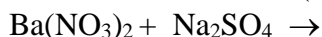
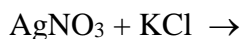
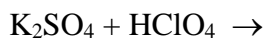
Использование разделительных систем позволяет получить вещества разной степени очистки в соответствии с целевым назначением. Обратите внимание, что особенностью большинства разделительных систем является их гетерогенность. Тогда, целевое вещество концентрируют в одной фазе, а примеси – в другой. Приведите примеры и дайте характеристику каждого метода разделения:

жидкость-пар (перегонка, ректификация),
жидкость-жидкость (экстракция),
жидкость-твердое (осаждение, кристаллизация, цементация, растворение, ионный обмен, зонная плавка),
газ-твердое-газ (химические транспортные реакции, ZrI_4).

Тема «Химические идентификация и измерение»

Рассмотрите методы качественного и количественного анализа.

Качественный анализ. Укажите аналитический сигнал в качественных реакциях:



Количественный анализ. Кислотно-основное титрование.

Повторите понятия: законы стехиометрии, проба, титрование, индикатор, погрешность химического измерения.

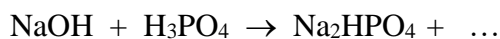
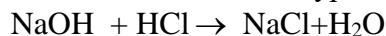
Повторите способы выражения концентрации растворов (молярная, моляльная, мольная доля, массовая доля).

Разберите примеры:

а) Рассчитайте молярную концентрацию раствора $NaOH$ с массовой долей растворенного вещества 22,36% и плотностью 1,24 г/мл.

б) Определите массу Na_3PO_4 необходимую для приготовления 500 мл раствора с концентрацией 0.134 моль/л.

Разберите примеры расчетов количеств веществ по уравнениям химических реакций :



Укажите отношение количеств реагирующих веществ и продуктов. Определите, какой объем раствора кислоты с молярной концентрацией 0.1 моль/л пойдет на титрование 10 мл основания с молярной концентрацией 0.2 моль/л.

Рассмотрите основные принципы, заложенные в современных физико-химических методах анализа: кулонометрия, потенциометрия, фотоколориметрия, атомно-эмиссионная спектрометрия.