

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Забайкальский государственный университет»
(ФГБОУ ВО «ЗабГУ»)

Факультет Энергетический

Кафедра Химии

УЧЕБНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

для студентов заочной формы обучения

по дисциплине «Химия»
наименование дисциплины (модуля)

для направления подготовки (специальности) 23.03.03 «Эксплуатация
транспортно-технологических машин и комплексов»
код и наименование направления подготовки (специальности)

наименование профиля подготовки **Автомобили и автомобильное
хозяйство**

Общая трудоемкость дисциплины 144 часов (4 зачетные единицы)

Виды занятий	Распределение по семестрам в часах	Всего часов
	1 семестр	
Общая трудоемкость	144	144
Аудиторные занятия, в т.ч.:	14	14
лекционные (ЛК)	6	6
практические (семинарские) (ПЗ, СЗ)	0	0
лабораторные (ЛР)	8	8
Самостоятельная работа студентов (СРС)	94 контрольная работа	94
Форма промежуточного контроля в семестре	экзамен	36
Курсовая работа (курсовой проект) (КР, КП)	0	0

Краткое содержание курса «Химия»

Основные химические понятия и законы. Предмет химии, основы химии: понятия и законы, значение химии в горном деле. Строение атома. Периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатное состояние вещества

Основы физической химии. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика. Гомогенный и гетерогенный катализ. Равновесное состояние системы. Растворы, растворимость. Способы выражения состава растворов. Растворы неэлектролитов. Коллоиды. Растворы электролитов. Теория кислот и оснований. Водородный показатель.

Электрохимические процессы. Дисперсные системы и их классификация. Строение коллоидной частицы. Оптические, электрические свойства коллоидных систем. Коагуляция. Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. ЭДС. Коррозия металлов. Электролиз и законы М. Фарадея.

Основы органической химии. Классы органических соединений и теория их строения А. М. Бутлерова. Полимеры. Пластмассы. Методы получения полимеров. Форма и структура макромолекул. Кристаллическое состояние полимеров. Свойства полимеров.

Основы аналитической химии. Качественный и количественный анализ. Единицы количества вещества. Аналитический сигнал. Инструментальные методы анализа.

Форма текущего контроля КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Контрольная работа № I, II

Рекомендации по определению варианта, задания для выполнения контрольной работы, методические рекомендации по выполнению заданий.

Варианты контрольной работы выбираются по методическим указаниям (*Химия. Методические указания, программа, решение типовых задач и контрольные задания для студентов заочного отделения инженерно-экономических специальностей / Под редакцией И.Л. Шиманович. – СПб.: Изд-во СПбГАСЭ, 2004. – 87с.*) **по двум последним цифрам номера зачетной книжки.** (таблица с номерами заданий и вариантами находится в конце указанного учебного пособия).

Требуется выполнить задания контрольных работ I и II.

Например, номер зачетной книжки 19982011, следовательно, номер варианта контрольной работы по химии № 11. Необходимо решить следующие задания, приведенные в таблице 1:

Таблица 1

Выбор номеров задач по варианту 11

11	I	11,	31,	51,	71,	91,	111,	131,	151,	171,	191,	211
	II	231,	251,	271,	291,	311,	331,	351,	371,	401,	421,	441

Контрольную работу следует оформить в тетради на 18 листов, на титульный лист наклеить титульный лист с указанием ФИО, группы, номера варианта. Допускается оформление контрольной работы в печатном виде. В этом случае, необходимо придерживаться требований, изложенных в методической инструкции **МИ 01-02-2018** Общие требования к построению и оформлению учебной текстовой документации.

При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования. Нумерация формул, таблиц и рисунков в

работе - сквозная. Список использованных источников (литературы) необходимо оформить в соответствии с ГОСТ 7.80-2000.

Контрольная работа сдается преподавателю кафедры химии ЗабГУ (ауд. 03-417), ведущему дисциплину «Химия», в начале сессии.

КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ И ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ С РЕШЕНИЕМ

Таблица – Основные термодинамические и кинетические параметры и законы

Параметры / законы	Обозначения, единицы измерений	Смысловые значения
Внутренняя энергия	U , кДж/моль	Это функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изохорном процессе
Работа	A , кДж/моль	Энергетическая мера направленных форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой
Теплота	Q , кДж/моль	Энергетическая мера хаотических форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой
Первый закон термодинамики	$Q = \Delta U + A$	Теплота, подведенная к закрытой системе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы и на совершение системой работы против внешних сил
Энтропия	S , Дж / (моль·К), $\Delta S = Q / T$, $\Delta S_{\text{р-ции}}^0 = \sum(\nu_i S_i^0)_{\text{прод. р-ции}} - \sum(\nu_i S_i^0)_{\text{исх. в-в}}$	Функция состояния, характеризующая меру неупорядоченности системы, приращение которой равно теплоте, подведенной к системе в обратимом изотермическом процессе, деленной на абсолютную температуру, при которой осуществляется процесс
Энтальпия	H , кДж/моль $H = U + pV$, $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$	Функция состояния, характеризующая энергетическое состояние системы в изобарно-изотермических условиях
Энтальпия реакции	$\Delta H_{\text{р-ции}}$, кДж/моль	Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при проведении химических реакций в изобарно-изотермических условиях
Стандартные условия	с. у.	Давление: 101 325 Па = 760 мм рт. ст., температура: 25 °С = 298 К
Стандартная	$\Delta H_{\text{обр}}^0_{298}$ (вещество,	При с. у. принимается равной нулю для

энтальпия образования простых веществ	агрегатное состояние), кДж/моль	простых веществ в их наиболее термодинамически устойчивом агрегатном и аллотропном состояниях
Стандартная энтальпия образования сложных веществ	$\Delta H^0_{\text{обр } 298}$ (вещество, агрегатное состояние), кДж/моль	Энтальпия реакции образования 1 моль этого вещества из простых веществ в с. у.
Стандартная энтальпия сгорания	$\Delta H^0_{\text{сгор}}(X)$, кДж/моль	Энтальпия сгорания (окисления) 1 моль вещества до высших оксидов в среде кислорода при с. у.
Энтальпия растворения	$\Delta H_{\text{р-ния}}$, кДж/моль $\Delta H_{\text{р-ния}} = -\frac{cm_{\text{р-ра}}\Delta T M(v - va)}{m(v - va)}$, где c – теплоемкость раствора	Тепловой эффект растворения твердого вещества в изобарных условиях
Энергия Гиббса	G , кДж/моль $G = H - TS$, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, $\Delta G^0_{\text{р-ции}} = \sum(\nu_i \Delta G_i^0)_{\text{прод. р-ции}} - \sum(\nu_i \Delta G_i^0)_{\text{исх. в-в}}$	Свободная энергия, обобщенная термодинамическая функция состояния системы, учитывающая энергетику и неупорядоченность системы в изобарно-изотермических условиях
Константа равновесия химической реакции	$K_{\text{равн}}$, (моль/л) $^{\Delta v}$, где Δv зависит от значений стехиометрических коэффициентов веществ. Для реакции $aA + bB = cC + dD$ $K_{\text{равн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$	Равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам
Уравнение изотермы Вант-Гоффа	Для обратимой реакции $aA + bB = cC + dD$, $\Delta G_{\text{р-ции}} = \Delta G^0_{\text{р-ции}} + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$, $\Delta G^0_{\text{р-ции}} = -RT \ln K_{\text{равн}}$, $\Delta G_{\text{р-ции}} = -RT \ln K_{\text{равн}} + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$	Позволяет рассчитать энергию Гиббса при заданных значениях концентраций реагентов и продуктов реакции
Закон действующих масс	$v = kc^{nA}(A)c^{nB}(B)$	Скорость химической реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, которые называются порядками реакции по соответствующим веществам
Порядок реакции по веществу	n_i	Показатель степени, в которой входит концентрация реагента в уравнение для скорости химической реакции. Порядок может быть любой величиной: целой,

		дробной, положительной, нулем, отрицательной.
Общий порядок реакции	$n = n_A + n_B + \dots$	Сумма порядков реакции по всем реагентам
Средняя скорость реакции	v , моль/(л · с), $v = \frac{1}{\nu_i} \frac{ \Delta c }{\Delta \tau}$	Усредненная скорость реакции за данный промежуток времени; ν_i — стехиометрический коэффициент вещества в реакции
Средняя скорость реакции по веществу	v_i , моль/(л · с), $v_i = \frac{ \Delta c }{\Delta \tau}$	Усредненная скорость по веществу за данный промежуток времени
Истинная скорость реакции	v , моль/(л · с), $v = \frac{1}{\nu_i} \frac{dc_i}{d\tau}$	Характеризует скорость реакции в данный момент времени ($\Delta t \rightarrow 0$); ν_i — стехиометрический коэффициент вещества в реакции
Истинная скорость реакции по веществу	v_i , моль/(л · с), $v_i = \left \frac{dc_i}{d\tau} \right $	Характеризует скорость по веществу в данный момент времени ($\Delta \tau \rightarrow 0$)
Константа скорости реакции	k , с ⁻¹ — для реакций 1-го порядка; л/(моль·с) — для реакций 2-го порядка	Характеристика реакции, численно равна скорости реакции при концентрациях реагентов, равных 1 моль/л
Энергия активации	E_a , кДж/моль	Минимальная избыточная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы эти частицы вступили в химическую реакцию
Период полупревращения	$\tau_{1/2}$, с, мин, ч, сут	Время, за которое концентрация реагирующего вещества уменьшается вдвое
Период полураспада	$\tau_{1/2}$, с, мин, ч, сут, год	Время, за которое количество радиоактивного вещества уменьшается в 2 раза
Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \gamma^{10 \frac{T_2 - T_1}{10}}$, где γ — температурный коэффициент скорости реакции; v_1 и v_2 — скорости реакции при температуре T_1 и T_2 соответственно	С увеличением температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза. Для биохимических реакций γ достигает значений 7–9.
Уравнение Аррениуса	$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$, где k — константа скорости реакции; A — предэкспоненциальный множитель; E_a — энергия активации	Устанавливает связь между константой скорости реакции, энергией активации и температурой

Задача 1. Определите значение энтальпии реакции гидролиза мочевины—одного из важнейших продуктов жизнедеятельности организма — при 298 К, если известны стандартные энтальпии образования веществ, участвующих в реакции:

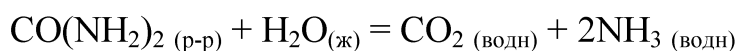
$$\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ (р-р)}) = -319,2 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}_{\text{(ж)}}) = -285,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{CO}_2 \text{ (водн)}) = -413,6 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{NH}_3 \text{ (водн)}) = -79,9 \text{ кДж/моль}.$$

Решение. Реакция гидролиза мочевины:



Согласно первому следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H^0_{\text{р-ции}} = [\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{CO}_2 \text{ водн}) + 2\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{NH}_3 \text{ водн})] - [\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ (р-р)}) + \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}_{\text{(ж)}})] = [-413,6 + (-2 \cdot (-79,9))] - [(-319,2) + (-285,8)] = 31,6 \text{ кДж}.$$

Ответ: энтальпия реакции гидролиза мочевины до CO_2 и NH_3 равна 31,6 кДж. Процесс эндотермический.

Задача 2. В системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ равновесные концентрации веществ: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Рассчитайте $K_{\text{равн}}$ и оцените положение равновесия.

Решение. В соответствии с законом действующих масс для обратимых реакций:

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]} = \frac{(0,4)^2}{(0,2)^2 \cdot (0,3)} = 13,3.$$

Ответ: $K_{\text{равн}} = 13,3$; $K_{\text{равн}} > 1$, следовательно, равновесие смещено вправо.

Основные характеристики растворов

Параметры / законы	Обозначения, единицы измерений	Смысловые значения
Осмотическое давление	$p_{\text{осм}}$, π , кПа $\pi = cRT$, $\pi = icRT$	Избыточное гидростатическое давление, возникающее в результате осмоса и приводящее к выравниванию скоростей взаимного проникновения молекул растворителя через мембрану с избирательной проницаемостью
Изотонический коэффициент	i ; $i = 1 + \alpha(n - 1)$, где n — число ионов, на которое распадается данный электролит; α — степень диссоциации	Отношение общего числа частиц (молекул и ионов) растворенного вещества в растворе после диссоциации к исходному числу молекул вещества, учитывает межмолекулярные взаимодействия в реальных растворах
Давление насыщенного пара	p , кПа	Давление пара, при котором при данной температуре в системе жидкость–пар наступает динамическое равновесие $U_{\text{испарения}} = U_{\text{конденсации}}$
Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над идеальным раствором нелетучего вещества	$\frac{p^0 - p}{p^0} =$ $= \frac{n(X)}{n(X) + n(\text{растворителя})} =$ $= N_X$	При постоянной температуре равномолярной доле растворенного вещества
Температура кипения жидкости	$T_{\text{кип}}$	Давление насыщенного пара над жидкостью становится равным внешнему давлению
Температура замерзания жидкости	$T_{\text{зам}}$	Давление насыщенного пара над жидкостью становится равным давлению насыщенного пара над кристаллами этой жидкости
Повышение температуры кипения или понижение температуры замерзания идеальных растворов нелетучих веществ	$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} c_m(X)$, $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} c_m(X)$, $\Delta T_{\text{кип}} = iK_{\text{эб}} c_m(X)$, $\Delta T_{\text{зам}} = iK_{\text{кр}} c_m(X)$ (i вводится в формулу для растворов электролитов)	Прямо пропорционально молярной концентрации вещества в растворе
Эбулиоскопическая и криоскопическая константы	$K_{\text{эб}}$, $K_{\text{кр}}$	Численно равны повышению температуры кипения или, соответственно, понижению температуры замерзания одномолярного идеального раствора (1 моль вещества в 1000 г растворителя) нелетучего вещества

		по сравнению с чистым растворителем)
Константа диссоциации (ионизации)	$K_o = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (1)$ $K_o = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad (2)$	<p>Константа равновесия процесса диссоциации. Для кислоты НА, ионизация которой в воде дает H_3O^+ и A^-, константа K_d выражается уравнением (1).</p> <p>Для основания В, при ионизации которого образуются анион OH^- и протонированное основание BH^+, константа K_d выражается уравнением (2)</p>
Степень диссоциации	$\alpha = ci/c_0,$ <p>где ci — концентрация молекул, распавшихся на ионы; c_0 — общая концентрация растворенных молекул;</p> $\alpha = (i-1)/(n-1),$ <p>где i — изотонический коэффициент; n — число ионов, на которое распадается данный электролит</p>	<p>Отношение числа продиссоциированных молекул к общему числу молекул электролита, введенных в раствор. Величина безразмерная. Степень диссоциации возрастает при разбавлении раствора, при повышении температуры раствора</p>
Закон разведения Оствальда	<p>Для электролита 1,1, например, CH_3COOH:</p> $K_o = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha},$ $\alpha \approx \sqrt{K_o/c}$	<p>С уменьшением концентрации раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается</p>
Активность иона	$a(Xi)$, моль/л, $a(Xi) = g(Xi)ci(Xi)$	<p>Эффективная концентрация иона (Xi), соответственно которой он участвует во взаимодействиях, протекающих в растворах сильных электролитов</p>
Коэффициент активности иона	$\gamma(Xi)$ $\lg \gamma_i = -0,509 z_i^2 \sqrt{I}$ (при 25 °С для водных растворов)	<p>Показывает, во сколько раз активность иона отличается от его истинной концентрации в растворе сильного электролита</p>
Ионная сила раствора	$I = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n (z_i^2 c_i), \text{ моль/л}$	<p>Характеризует интенсивность электростатического поля всех ионов в растворе</p>
Ионное произведение воды	$K_w = [H^+][OH^-] = \text{const},$ $[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ (при $T = 298 \text{ K}$)	<p>Величина постоянная при данной температуре для воды и любых водных растворов, равная произведению концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов</p>
Водородный показатель	$pH = -\lg[H^+],$ $pH = -\lg a(H^+),$ $pH = -\lg(\gamma c(H^+))$	<p>Количественная характеристика кислотности среды, равная отрицательному десятичному</p>

		логарифму активной концентрации свободных ионов водорода в растворе
Гидроксильный показатель рОН	$pOH = -\lg(OH^-)$, $pOH + pH = 14$ (при 25 °С)	Количественная характеристика щелочности среды, равная отрицательному десятичному логарифму концентрации свободных ионов OH ⁻ в растворе
Активная кислотность	pH	Концентрация свободных ионов водорода, имеющих в растворе при данных условиях. Мерой активной кислотности является значение pH раствора
Константа гидролиза	Гидролиз по аниону: $K_r = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_w}{K_a(HA)}$ Гидролиз по катиону: $K_r = \frac{K_w}{K_b(B)}$	Характеризует состояние равновесия при гидролизе солей
Степень гидролиза	$h = \frac{c[OH^-]}{c_{соли}}$, $h = \frac{c[H^+]}{c_{соли}}$, $h = \sqrt{\frac{K_c}{c_{соли}}}$	Отношение числа частиц, подвергшихся гидролизу, к их числу до начала гидролиза
Константа растворимости	K_s Для электролита $Kt_n An_m$ $K_s = [Kt^{m+}]^n [An^{n-}]^m$, $\Delta G = -RT \ln K_s$	Произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при данных условиях
Константа нестойкости	K_H	Константа равновесия, описывающая диссоциацию комплексного иона, используется для количественной характеристики устойчивости внутренней сферы комплексного соединения

Задача 3. Определите степень электролитической диссоциации (α) дихлоруксусной кислоты в водном растворе, в котором $c(CHCl_2COOH) = 0,01$ моль/л, если при 300 К этот раствор создает осмотическое давление в 43 596,4 Па.

Решение. Так как $CHCl_2COOH$ — электролит, используется уравнение Вант-Гоффа в виде: $p_{осм} = ic(X)RT$.

Из этого уравнения выразим изотонический коэффициент:

$$i = \frac{p_{осм}}{c(X)RT}.$$

$$i = \frac{43596,4}{0,01 \cdot 10^3 \cdot 8,31 \cdot 300} = 1,75$$

Степень диссоциации электролита определяется по формуле

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} = \frac{1,75-1}{2-1} = 0,75.$$

Ответ: $\alpha=0,75$.

Задача 4. Вычислите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 6,4 г нафталина ($C_{10}H_8$) в 90 г бензола (C_6H_6) при 20 °С. Давление насыщенного пара над бензолом при данной температуре 9953,82 Па.

Решение. По первому закону Рауля относительное понижение давления насыщенного пара над раствором равно молярной доле растворенного вещества:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = N(X),$$

где p^0 — давление насыщенного пара над растворителем; p — давление насыщенного пара над раствором; $N(X)$ — молярная доля вещества (X), которая определяется по формулам:

$$N(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(\text{растворителя})}; \quad N(C_{10}H_8) = \frac{n(C_{10}H_8)}{n(C_{10}H_8) + n(C_6H_6)};$$

$$n(C_{10}H_8) = \frac{m}{M} = \frac{6,4}{128} = 0,05 \text{ моль};$$

$$n(C_6H_6) = \frac{90}{78} = 1,15 \text{ моль};$$

$$N(C_{10}H_8) = \frac{0,05}{0,05 + 1,15} = 0,042;$$

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{9953,82 - p}{9953,82} = 0,042; \quad p = 9521 \text{ Па} < p^0.$$

Давление насыщенного пара над раствором всегда меньше, чем над чистым растворителем. **Ответ:** $p = 9521$ Па.

Форма промежуточного контроля

Экзамен

К сдаче экзамена допускаются студенты, которые отработали лекционный материал и лабораторный практикум, оформили отчеты по лабораторным работам, а также выполнили контрольную работу.

Перечень примерных вопросов для подготовки к экзамену

1. Основные понятия химии: атом, химический элемент, простое вещество, сложное вещество, абсолютные массы атомов и молекул, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, число Авогадро, количество вещества, молярная масса, молярный объем.

2. Основные законы химии: закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений, закон Авогадро.

3. История развития химии как науки. Вклад российских ученых.

4. Свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов.

5. Назначение и области применения основных химических веществ и их соединений. Оксиды. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.

6. Кислоты. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.

7. Основания. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства

8. Соли. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства

9. Эквивалент. Закон эквивалентов. Эквиваленты оксида, кислоты, основания и соли. Эквивалентный объем.

10. Строение атома. Атомное ядро. Элементарные частицы: электрон, протон, нейтрон. Изотопы.

11. Электронные орбитали. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. Принцип Паули. Правило Хунда.

12. Квантовые числа. Правило Клечковского.

13. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодический закон.

14. Электронное строение атома и положение элементов в периодической системе. Свойства свободных атомов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.

15. Ковалентная химическая связь: полярная и неполярная. Основные свойства ковалентной связи.

16. Ионная связь.

17. Механизмы образования ковалентной химической связи.

18. Металлическая связь. Водородная связь. Ван-дер-Ваальсовы силы

19. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей.

20. Гибридизация атомных орбиталей.

21. Растворы. Способы выражения количественного состава растворов: массовая доля, молярная доля, молярность, моляльность, нормальность.

22. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Первый и второй законы Рауля, закон Вант-Гоффа.

23. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень электролитической диссоциации.

24. Ионные реакции в растворах электролитов. Правило Бертолле.

25. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.

26. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Степень и константа гидролиза.

27. Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Химическая кинетика. Кинетическое уравнение.

28. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Катализ. Цепные реакции

29. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия.
30. Комплексные соединения. Строение. Диссоциация. Номенклатура.
31. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Окислитель, восстановитель. Процессы окисления и восстановления. Метод электронного баланса.
32. Окислительно-восстановительные реакции. Метод полуреакций.
33. Окислительно-восстановительные реакции. Виды ОВР. Окислительно-восстановительная двойственность. Важнейшие окислители и восстановители.
34. Химическая термодинамика. Параметры состояния. Термодинамические функции состояния и процесса.
35. Первый закон термодинамики. Термохимические уравнения. Энтальпия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Следствие из закона Гесса.
36. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Изменение энтропии при фазовых переходах.
37. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Факторы, определяющие направленность процессов.
38. Электродный потенциал. Механизм возникновения электродного потенциала. Факторы, влияющие на величину электродного потенциала. Уравнение Нернста.
39. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Ряд напряжений.
40. Гальванические элементы. Гальваническая схема. Катодный и анодный процессы. Концентрационный гальванический элемент. Электродвижущая сила.
41. Гальванические элементы. Промышленные источники тока. Сухой элемент, свинцовый аккумулятор.

42. Коррозия металлов. Механизмы коррозии. Способы защиты от коррозии.
43. Электролиз. Катодный и анодный процессы.
44. Электролиз с растворимым анодом. Законы Фарадея.
45. Основные методы химического исследования веществ и соединений. Качественный и количественный анализ.
46. Химия элементов и основные закономерности протекания химических реакций.
47. Теория строения органических соединений.
48. Классификация органических соединений. Характеристика отдельных классов.
49. Полимеры: понятие, получение, применение, свойства.
50. Металлы и неметаллы: понятие, свойства, применение отдельных представителей.

Перечень типовых задач (для оценки умений):

1. Найдите молярную концентрацию 30 % -ной серной кислоты ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$).
2. Определите количество теплоты, выделяющееся при гашении 100 кг извести водой, если стандартные теплоты образования реагирующих веществ равны (кДж / моль): $\Delta H^0(\text{CaO}) = -635,1$; $\Delta H^0(\text{Ca(OH)}_2) = -986,2$, $\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) = -285,84$.
3. Как изменится рН ацетатной буферной смеси, содержащей по 0,2 моль/л кислоты и ацетата натрия, при добавлении к 1 л ее 0,05 моль NaOH?
4. Записать уравнения гидролиза солей NaCl, KCN, K_2CO_3 , CuCl_2 , Al_2S_3 . Определить среду раствора.
5. Раствор сульфата Fe (II) подвергается электролизу на угольных электродах в присутствии серной кислоты. При какой концентрации ионов водорода возможно совместное выделение железа и водорода, если $[\text{Fe}^{2+}] = 1$ моль/л?

Пример экзаменационного билета:

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И
НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Забайкальский государственный
университет»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1
по дисциплине Химия
направление подготовки 23.03.03
«Эксплуатация транспортно-
технологических машин и комплексов»
семестр 1

1. Растворы и их количественные характеристики. Закон Рауля и важнейшие следствия из него. Осмос. Закон Вант Гоффа.
2. Электрохимическая теория коррозии: Стационарный потенциал и ток саморастворения металла. Методы защиты металлов от коррозии.
3. Рассчитайте энтальпию следующей реакции при стандартных условиях:
$$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г}),$$
 если $\Delta H^0_f(\text{CO},\text{г}) = -110,7$ кДж/моль, $\Delta H^0_f(\text{CO}_2,\text{г}) = -395,4$ кДж/моль, $\Delta H^0_f(\text{Fe}_2\text{O}_3,\text{к}) = -822$ кДж/моль

Составил доцент Дабижа О.Н.
« 01 » сентября 2023 г.

УТВЕРЖДАЮ
Зав. кафедрой химии Салогуб Е.В.
« 01 » сентября 2023 г.

Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Основная литература

Печатные издания

1. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. - Ленинград : Химия, 1987. - 269 с.

Издания из ЭБС

2. Сидоров, В.И. Общая химия / В. И. Сидоров, Ю. В. Устинова, Т. П. Никифорова. - Moscow: АСВ, 2014.

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебно-практическое пособие / Н.Л. Глинка; В.А. Попков; отв. ред., Бабков А.В. - Москва: Издательство Юрайт, 2017. - 236.

4. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1: Учебник / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – Москва: Издательство Юрайт, 2017. – 292.

5. Оганесян, Э.Т. Общая и неорганическая химия : Учебник / Э.Т. Оганесян, В.А. Попков, Л.И. Щербакова, А.К. Брель. – Москва: Издательство Юрайт, 2016. - 448.

Дополнительная литература

Издания из ЭБС

1. Менделеев, Д.И. Основы химии в 4 т. Том 1 / Д.И. Менделеев - М: Издательство Юрайт, 2017. - 310.

2. Глинка, Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка - М. : Издательство Юрайт, 2016. - 248.

Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы

11. Открытая химия (образовательный электронный ресурс) - Режим доступа: URL: <http://chemistry.ru/textbook/content.html>.

12. Электронная библиотека учебных материалов по химии. - Режим доступа: URL: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>.

13. Общая, неорганическая и органическая химия, решение задач и другое. - Режим доступа: URL: http://neochemistry.ru/zadachki2/index.php?option=com_frontpage&Itemid=1.

14. Химический каталог - статьи, учебники, учебные пособия к разделу «химия» . - Режим доступа: URL: <http://www.ximicat.com/>.

Доцент кафедры химии _____ Дабижа Ольга Николаевна
подпись

Заведующий кафедрой _____ Салогуб Елена Викторовна
подпись