

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Семенов Юрий Алексеевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 19.02.2026 14:29:56
Уникальный программный ключ:
7ee61f7810e60557bee49df655173820137a00e7

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Уральский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
Кафедра общей химии**

Проректор по образовательной деятельности



УТВЕРЖДАЮ
А.А. Ушаков
«03» июня 2025 г.

**Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации
по дисциплине
ХИМИЯ**

Специальность: 31.05.02 Педиатрия

Уровень высшего образования: специалитет

Квалификация: врач-педиатр

г. Екатеринбург,
2025

Фонд оценочных средств по дисциплине «Химия» составлен в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 31.05.02 – Педиатрия, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 12 августа 2020г. №984.

Разработчики: Белоконова Н.А., д.т.н., зав. кафедрой общей химии;
Ермишина Е.Ю., к.х.н., доцент кафедры общей химии;
Катаева Н.Н., к.х.н., доцент кафедры общей химии;
Наронова Н.А., к.п.н., доцент кафедры общей химии,
Голицына К.О., ассистент кафедры общей химии

Рецензент: Андрианова Г.Н., д.ф.н., профессор кафедры фармации УГМУ

1. Кодификатор результатов обучения

Категория (группа) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Дидактическая единица (ДЕ)	Контролируемые учебные элементы, формируемые в результате освоения дисциплины			Методы оценивания результатов освоения дисциплины
				Знания	Умения	Навыки	
Этиология и патогенез	ОПК-5. Способен оценивать морфофункциональные, физиологические состояния и патологические процессы в организме человека для решения профессиональных задач	<p>ИОПК-5.2 Умеет оценить основные морфофункциональные данные, физиологические состояния и патологические процессы в организме человека</p> <p>ИОПК-5.3 Имеет практический опыт: оценки основных морфофункциональных данных, физиологических состояний и патологических процессов в организме человека при решении профессиональных задач</p>	<p>ДЕ1 Общая химия.</p> <p>Основы химической термодинамики и биоэнергетики. Химическая кинетика и равновесие</p>	<p>Основные законы термодинамики и химической кинетики и равновесия. Применимость закона в биохимических реакциях</p> <p>ИОПК-5.2</p>	<p>Оценивать направление и скорость протекания реакции, возможность направления смещения равновесия при изменении внешних условий. Рассчитывать, сравнивать энергетические эффекты для органических веществ, присутствующих в составах для парентерального питания</p>	<p>Навыки расчета параметров термодинамических систем</p> <p>ИОПК-5.2</p>	<p>Устный опрос, тестовые контроли, микроконтроли, билетные контроли, проверка письменных конспектов лекций и отчетов по лабораторным работам, итоговое тестирование с заданием открытого типа</p>

					ИОПК-5.2		
			<p>ДЕ2 Общая химия. Учение о растворах, в том числе ВМС</p>	<p>Физико-химические свойства растворов и их получение. Влияние растворов различного состава на осмотические, буферные свойства растворов и биологических жидкостей. ИОПК-5.3</p>	<p>Готовит растворы, определять концентрацию разными методами и оценивать их физико-химические свойства ИОПК-5.3</p>	<p>Навыки работы на лабораторных приборах: рН-метр, фотоэлектродориметр ИОПК-5.3</p>	

			<p>ДЕЗ биорганическая химия</p> <p>Теоретические основы биоорганической химии.</p> <p>Низкомолекулярные биорганические соединения - природные метаболиты, лекарственные препараты, токсические факторы окружающей среды (ксенобиотики).</p> <p>Строение, физико-химические, химические свойства, биологическое значение</p> <p>ИОПК-5.2</p>	<p>Основы теории гибридизации, сопряжение, электронные эффекты, кислотно-основные свойства биоорганических веществ.</p> <p>Классификацию, номенклатуру, строение, химические и физические свойства, биологическое значение метаболитов: карбоновых кислот, ВЖК, липидов.</p> <p>ИОПК-5.2</p>	<p>ИОПК-5.2</p> <p>Определить тип гибридизации атомов углерода, тип сопряжения в молекулах органических веществ. Сравнить кислотно-основные свойства, называть по современной и исторической номенклатуре, определять место в классификации веществ. Оценивать физико-химические свойства органических соединений по их строению.</p> <p>Объяснить</p>	<p>Лабораторные методы идентификации органических веществ</p> <p>ИОПК-5.2</p>	
--	--	--	---	--	--	---	--

					биологическое ИД-2 _{ОПК-5} действие веществ в зависимости от их строения и свойств.		
			<p>ДЕ4 биорган ическая химия</p> <p>Высоко молекул ярные биоорга нически е веществ а и их компо ненты. Строени е, физико- химичес кие, химичес кие свойства , биологи ческое значени е</p> <p>ИОПК-5.3</p>	<p>Класси фикац ия, номенк латура, строен ие, химиче ские и физиче ские свойст ва, биолог ическо е значен ие метабо литов: аминок ислот, белков, моноса харидо в, полиса харидо в, нуклео зинукл еозидо в, нуклео тидов, нуклеи новых кислот. ИОПК-</p>	<p>Определ ять классиф икацион ные признак и, называет по совреме нной и историч еской номенкл атуре. Оцениват ь физико- химичес кие свойства полимер ных органич еских соедине ний по их строени ю. Объяснят ь биологи ческое действи е веществ в зависим</p>	<p>Методи ками проведе ния качестве нных реакций на обнаруж ение компо нентов биополи меров.</p>	Н

				5.3	ости от их строени я и свойств. ИОПК-5.3		
--	--	--	--	-----	--	--	--

2. Аттестационные материалы

2.1. Билетные контроли

Билетные контроли (БК) являются формой промежуточной аттестации, проводятся письменно во время практического занятия, продолжительность 15-20 минут.

Примеры билетных контролей

Рубежный контроль 1 по теме «Концентрация. Термодинамика»

ИОПК-5.2

Задание 1. Дано уравнение реакции $\text{CO}_2 \text{ г} + \text{C}_\text{к} \leftrightarrow 2\text{CO}_\text{г}$

Термодинамические характеристики веществ:

	$\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль	S_{298}° , Дж/моль·К
$\text{CO}_2 \text{ г}$	-393,51	213,68
$\text{C}_\text{к}$	0	5,74
$\text{CO}_\text{г}$	-110,52	197,54

1. Вычислите изменение энтальпии реакции. Реакция - (экзо/эндо) термическая. Какую реакцию (прямую/обратную) вызывает энтальпийный фактор?
2. Вычислите изменение энтропии реакции. Какую реакцию (прямую/обратную) вызывает энтропийный фактор?
3. Вычислите энергию Гиббса $T = 298\text{K}$. В каком направлении протекает реакция при данной температуре?
4. Возможно или невозможно равновесие в данной системе? Дайте объяснение. Если возможно, вычислите температуру, при которой система будет находиться в равновесии.

Задание 2. Определите моляльную, молярную концентрацию и титр 10%-ного раствора нитрата натрия ($\rho=1,067$ г/мл). Из предложенных вариантов выберите правильные ответы.

А) моляльность	1	0,001307	4	1,3072
Б) молярная концентрация	2	0,1067	5	106,7
В) титр	3	0,00126	6	1,26

Задание 3. При определении кислотности желудочного сока на титрование 20 мл сока было израсходовано 8,5 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента гидроксида натрия 0,02 н. Какова масса соляной кислоты в 100 мл желудочного сока?

Решение.

Задание 1. Рассчитаем изменение стандартной энтальпии реакции $\Delta H^\circ_{p-ции}$, используя второе следствие из закона Гесса:

$$\Delta H^\circ_{p-ции} = 2\Delta H^\circ_{f(CO)} - (\Delta H^\circ_{f(CO_2)} + \Delta H^\circ_{f(C)}) = 2 \times (-110,52) - ((-393,51) + 0) = 172,47 \text{ кДж}$$

$\Delta H^\circ_{p-ции} > 0$, следовательно, реакция эндотермическая; энтальпийный фактор вызывает обратную реакцию.

Рассчитаем изменение стандартной энтропии реакции $\Delta S^\circ_{p-ции}$, используя второе следствие из закона Гесса:

$$\Delta S^\circ_{p-ции} = 2S^\circ_{f(CO)} - (S^\circ_{f(CO_2)} + S^\circ_{f(C)}) = 2 \times (197,54) - (213,68 + 5,74) = 175,66 \text{ Дж/К}$$

$\Delta S^\circ_{p-ции} > 0$, следовательно, энтропийный фактор способствует протеканию прямой реакции.

Рассчитаем изменение энергии Гиббса $\Delta G^\circ_{p-ции}$ при $T=298\text{K}$, предварительно переведем значение изменения энтропии реакции из Дж/К в кДж/К:

$$\Delta G^\circ_{p-ции} = \Delta H^\circ_{p-ции} - T \times \Delta S^\circ_{p-ции} = 172,47 - 298 \times 175,66 \times 10^{-3} = 120,12 \text{ кДж}$$

$\Delta G^\circ_{p-ции} > 0$, значит, реакция при 298 К протекать не может в прямом направлении.

Энтальпийный и энтропийный факторы действуют в разных направлениях, следовательно, при определенной температуре возможно состояние равновесия.

Условие термодинамического равновесия:

$\Delta G^\circ = 0 \Rightarrow \Delta H^\circ - T \times \Delta S^\circ$. Отсюда, рассчитаем температуру состояния равновесия:

$$T_{\text{равн}} = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{172,47}{0,17566} = 982\text{K}$$

Задание 2 1) Возьмем 100 г раствора, тогда $m(\text{NaNO}_3) = 10 \text{ г}$, $m_{p-ля} = 90 \text{ г}$.

2) Запишем формулу для молярной концентрации:

$$b(\text{NaNO}_3) = \frac{v(\text{NaNO}_3)}{m_{p-ля}} * 1000.$$

3) Вычислим молярную массу нитрата натрия. $M(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 16 * 3 = 85 \text{ г/моль}$.

С учетом того, количество вещества

$$v(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3)}, \text{ получаем:}$$

$$b = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3) * m_{p-ля}} * 1000 = \frac{10 \text{ г}}{85 \frac{\text{г}}{\text{моль}} * 90 \text{ г}} * 1000 = 1,3072 \text{ моль/кг (ответ 4)}.$$

4) Запишем формулу для расчета молярной концентрации:

$$C(\text{NaNO}_3) = \frac{v(\text{NaNO}_3)}{V_{p-ра}}$$

Далее найдем объем раствора по формуле

$$V_{p-ра} = \frac{m_{p-ра}}{\rho_{p-ра}} = \frac{100 \text{ г}}{1,067 \text{ г/мл}} = 93,72 \text{ мл}.$$

Для того, чтобы рассчитать молярную концентрацию, необходимо объем перевести в литры: $93,72 \text{ мл} = 0,09372 \text{ л}$.

Подставим формулу для расчета количества вещества в формулу молярной концентрации:

$$C(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3) * V_{p-ра}} = \frac{10 \text{ г}}{85 \frac{\text{г}}{\text{моль}} * 0,09372 \text{ л}} = 1,26 \text{ моль/л (ответ 6)}.$$

5) Найдем титр нитрата натрия по формуле: $T(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{V_{p-ра}} = \frac{10 \text{ г}}{93,72 \text{ мл}} = 0,1067 \text{ г/мл (ответ 2)}$.

Ответ: 462

Задание 3 1) Для решения задачи необходимо записать закон эквивалентов.

$$v^3(\text{HCl}) = v^3(\text{NaOH})$$

2) Запишем, чему равны эквивалентные количества вещества для соляной кислоты и гидроксида натрия через эквивалентные концентрации:

$$v^3(\text{HCl}) = C^3(\text{HCl}) * V(\text{HCl});$$

$$v^3(\text{NaOH}) = C^3(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH}).$$

Далее приравниваем правые части выражений:

$$C^3(\text{HCl}) * V(\text{HCl}) = C^3(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH})$$

3) Выразим из данной формулы эквивалентную концентрацию соляной кислоты:

$$C^3(\text{HCl}) = \frac{C^3(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,02 \frac{\text{моль-экв}}{\text{л}} * 8,5 \text{ мл}}{20 \text{ мл}} = 0,0085 \text{ моль-экв/л}$$

4) Найдем массу соляной кислоты в 20 мл раствора желудочного сока по формуле:

$$m(\text{HCl}) = v^3(\text{HCl}) * M^3(\text{HCl})$$

Вычислим молярную массу эквивалента соляной кислоты

$M^3(\text{HCl}) = M(\text{HCl})$, т.к. фактор эквивалентности соляной кислоты равен 1 (содержит 1 атом водорода). Таким образом, $M^3(\text{HCl}) = 1+35,5 = 36,5 \text{ г/моль-экв}$.

С учетом того, что $v^3(\text{HCl}) = C^3(\text{HCl}) * V(\text{HCl})$, получаем:

$$m(\text{HCl}) = C^3(\text{HCl}) * V(\text{HCl}) * M^3(\text{HCl})$$

Переводим объем в литры: 20 мл = 0,02 л.

$$m(\text{HCl}) = 0,0085 \text{ моль-экв/л} * 0,02 \text{ л} * 36,5 \text{ г/моль-экв} = 0,0062 \text{ г}.$$

Это масса соляной кислоты в 20 мл раствора.

5) Составим пропорцию:

$$20 \text{ мл р-ра} - 0,0062 \text{ г}$$

$$100 \text{ мл р-ра} - x \text{ г}$$

$$x = \frac{100 \text{ мл} * 0,0062 \text{ г}}{20 \text{ мл}} = 0,031 \text{ г}$$

Ответ: масса соляной кислоты в 100 мл желудочного сока равна 0,031 г.

Рубежный контроль 2 по теме «Электролиты. Буферные системы»

ИОПК-5.2

Задание 1. Рассчитайте ионную силу раствора, 1 л которого содержит 0,02 моль MgCl_2 и 0,002 моль MgSO_4

Задание 2. Установите соответствие водородный или гидроксильный показатель среды – характер среды

A. pH=2	1.нейтральная
Б. pOH=2	2.кислая
В. pH=7 (при t=37 C)	3.щелочная
	4.слабощелочная

Задание 3. Вычислите pH буферного раствора, приготовленного из 5 мл 1 М раствора H_2NBO_2 и 50 мл 1 М раствора KNbO_2 . $pK_{\text{H}_2\text{NBO}_2}=7,2$ Сравните $V_{\text{к}}$ и $V_{\text{осн}}$. Покажите механизм буферного действия. Роль оксигемоглобинового буфера в организме.

Решение

Задание 1. Ионная сила (I, моль/л) рассчитывается по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \times z^2, \text{ где } C_i - \text{концентрация ионов (моль ионов/л), а } z - \text{заряд иона.}$$

1) Запишем уравнения диссоциации электролитов, присутствующих в растворе:



2) Рассчитаем молярную концентрацию (C) каждого электролита:

$$C(\text{MgCl}_2) = \frac{v=0,02}{V=1} = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{MgSO}_4) = \frac{v=0,002}{V=1} = 0,002 \text{ моль/л}$$

3) Рассчитаем концентрацию каждого вида ионов:

$$C(\text{MgCl}_2) = 0,02 \text{ моль/л} \Rightarrow C(\text{Mg}^{2+}) = 0,02 \text{ моль ионов/л}, C(\text{Cl}^-) = 0,04 \text{ моль ионов/л}$$

(это следует из уравнения диссоциации соли)

$$C(\text{MgSO}_4) = 0,002 \text{ моль/л} \Rightarrow C(\text{Mg}^{2+}) = 0,002 \text{ моль ионов/л}, C(\text{SO}_4^{2-}) = 0,002 \text{ моль ионов/л}$$

(это следует из уравнения диссоциации).

4) Рассчитаем ионную силу:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \times z^2 =$$

$$\frac{1}{2} \left(C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot Z_{\text{Mg}^{2+}}^2 + C_{\text{Cl}^-} \cdot Z_{\text{Cl}^-}^2 + C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot Z_{\text{Mg}^{2+}}^2 + C_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot Z_{\text{SO}_4^{2-}}^2 \right) =$$

$$\frac{1}{2} \left(0,02 \cdot 2^2 + 0,04 \cdot (-1)^2 + 0,002 \cdot 2^2 + 0,002 \cdot (-2)^2 \right) = 0,068 \text{ моль/л}$$

Ответ: $I = 0,068 \text{ моль/л}$

Задание 2. А) На шкале рН область левее 7 ($\text{pH} < 7$) считается кислой областью $\Rightarrow \text{pH} = 2$ - кислая среда

Б) При комнатной температуре (если температура не указана, то по умолчанию считается комнатной) $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$. На шкале рН область правее 7 ($\text{pH} > 7$) считается щелочной областью $\Rightarrow \text{pOH} = 2$ - щелочная среда

В) При $t = 37 \text{ C}$ $\text{pH} + \text{pOH} = 13,6 \Rightarrow$ точка нейтральности сдвигается от 7 на на 6,8, а значит, при данной температуре $\text{pH} = 7$ соответствует слабощелочной среде.

Ответ: А-2, Б-3, В-4.

Задание 3. Оксигемоглобиновая буферная система относится к буферным системам I типа, состоит из слабой оксигемоглобиновой кислоты HHbO_2 и соли этой кислоты KHbO_2 .

Используем для расчета формулу: $\text{pH} = \text{pK}_{\text{кисл.}} + \lg \frac{C_{\text{соли}} V_{\text{соли}}}{C_{\text{к-ты}} V_{\text{к-ты}}}$.

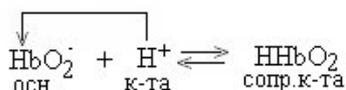
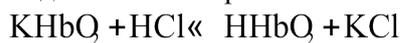
$$\text{pH} = 7,2 + \lg \frac{1 \times 50}{1 \times 5} = 7,2 + \lg 10 = 7,2 + 1 = 8,2.$$

$$\text{pH} = 8,2.$$

Механизм буферного действия:

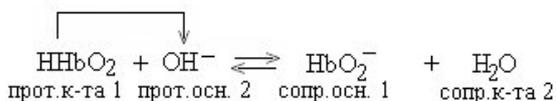
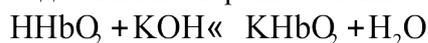
- $\text{HHbO}_2 - \text{KHbO}_2$
- $\text{HHbO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HbO}_2^-$
- $\text{KHbO}_2 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{HbO}_2^-$

- добавим постороннюю сильную кислоту HCl. Ее нейтрализует соль буфера:



Чем больше в буфере соли, тем больше посторонней кислоты можно нейтрализовать, тем больше буферная емкость по кислоте: $\frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{с}}}$.

- добавим постороннее сильное основание KOH. Его нейтрализует кислота буфера:



Чем больше в буфере кислоты, тем больше постороннего сильного основания можно нейтрализовать, тем больше буферная емкость по основанию: $\frac{V_{\text{о}}}{V_{\text{к}}}$. В данной буферной системе

буферная емкость по кислоте больше: $V_{\text{к}} > V_{\text{о}}$. Вспомним, какой компонент буферной системы

какую буферную емкость характеризует и поставим знак $>$: $\frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{с}}} > \frac{V_{\text{о}}}{V_{\text{к}}}$, т.е. в буфере соли было

больше,

значит буферное отношение $n_{\text{с}} / n_{\text{к}} > 1$.

Биологическая роль оксигемоглобиновой БС: действует в крови

Рубежный контроль 3 по теме «Осмоз. Закон Рауля. Теория произведения растворимости»

ИОПК-5.3

Задание 1. Расположите вещества в порядке возрастания осмотического давления, если концентрации этих растворов равны:

- 1) AlCl₃ 2) Ca(NO₃)₂ 3) Al₂(SO₄)₃ 4) NaCl

Задание 2. Смешаны равные объемы 0,002 М раствора хлорида железа(II) и 0,002 М раствора сульфида аммония. Будет ли выпадать осадок? Произведение растворимости сульфида железа (II) (ПР= 4,0·10⁻¹⁹).

Задание 3. Будет ли растворяться осадок хлорида свинца (II) при добавлении иодида калия. Дайте пояснения, покажите схему поведения осадка, рассчитайте константу совмещенного равновесия, укажите ион за который идет конкуренция

Решение.

Задание 1. 1) Все представленные вещества являются электролитами, поэтому запишем формулу для расчета осмотического давления для раствора электролита:

$$\pi = iCRT$$

2) Ввиду того, что концентрации данных растворов одинаковые, то чем больше изотонический коэффициент, тем больше будет осмотическое давление электролита.

Необходимо рассчитать изотонический коэффициент для каждого электролита по формуле:

$$i = 1 + \alpha(n-1)$$

3) Все представленные электролиты являются сильными. Так как в условии задачи не дана степень диссоциации, то примем ее равной 1.

$\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ при диссоциации образуется четыре иона, поэтому $n = 4$,

$$i = 1 + 1(4-1) = 4, \text{ осмотическое давление } \pi = 4\text{CRT}.$$

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ при диссоциации образуется три иона, поэтому $n = 3$,

$$i = 1 + 1(3-1) = 3, \text{ осмотическое давление } \pi = 3\text{CRT}.$$

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ при диссоциации образуется пять ионов, поэтому $n = 5$,

$$i = 1 + 1(5-1) = 5, \text{ осмотическое давление } \pi = 5\text{CRT}.$$

$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ при диссоциации образуется два иона, поэтому $n = 2$,

$$i = 1 + 1(2-1) = 2, \text{ осмотическое давление } \pi = 2\text{CRT}.$$

4) Сравним осмотическое давление электролитов. Видно, что осмотическое давление увеличивается в ряду $\text{NaCl} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (**4213**).

Ответ: 4213

Задание 2. Реакция взаимодействия:



Уравнение гетерогенного равновесия для сульфида железа (II):



Выражение ПР (произведения растворимости) для этого соединения:

$$\text{ПР} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = 4,0 \cdot 10^{-19}$$

Выражение ПК (произведение молярных неравновесных концентраций ионов) согласно гетерогенного равновесия:

$$\text{ПК} = C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot C_{\text{S}^{2-}}$$

При смешении равных объемов двух растворов концентрация каждого вещества в конечном растворе уменьшается в 2 раза:

$$C_{\text{FeCl}_2} = \frac{0,002}{2} = 0,001 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \quad \text{и} \quad C_{(\text{NH}_4)_2\text{S}} = \frac{0,002}{2} = 0,001 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$\text{FeCl}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (сильный электролит) $\Rightarrow C_{\text{FeCl}_2} = C_{\text{Fe}^{2+}}$ - молярная неравновесная концентрация ионов железа (II)

$(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-}$ (сильный электролит) $\Rightarrow C_{(\text{NH}_4)_2\text{S}} = C_{\text{S}^{2-}}$ - молярная неравновесная концентрация сульфид-ионов

$$\text{ПК} = C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot C_{\text{S}^{2-}} = 0,001 \cdot 0,001 = 0,000001 = 1,0 \cdot 10^{-6}$$

Сравним значения ПК и ПР:

$\text{ПК} > \text{ПР}$ (пересыщенный раствор) \Rightarrow в растворе будет образовываться осадок сульфида железа (II)

Задание 3.

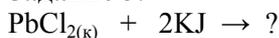
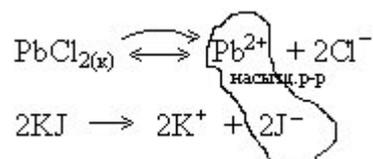
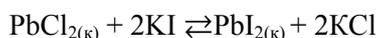


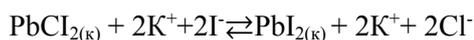
Схема поведения осадка



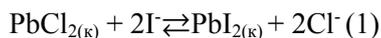
Запишем молекулярное уравнение реакции



Запишем полное ионное уравнение



Запишем сокращенное ионное уравнение



Концентрация твердых веществ считается величиной постоянной и в константу равновесия не пишется. Пишем только концентрации ионов.

$K_{\text{равн}} = [\text{Cl}^-]^2 / [\text{I}^-]^2$. Далее домножим и поделим на концентрацию иона за который идет конкуренция: $[\text{Pb}^{2+}]$

$K_{\text{равн}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 / [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$. В числителе и знаменателе получились ПР для солей соответственно из левой и правой частей уравнения (1)

$$K_{\text{равн}} = \text{ПР}(\text{PbCl}_2) / \text{ПР}(\text{PbI}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4} / 8,7 \cdot 10^{-9} = 2,7 \cdot 10^4$$

$K_{\text{равн}} > 1$, близка к $1 \cdot 10^5$, осадок PbCl_2 растворится при добавлении избытка раствора KI . Происходит конкуренция за общий ион Pb^{2+} .

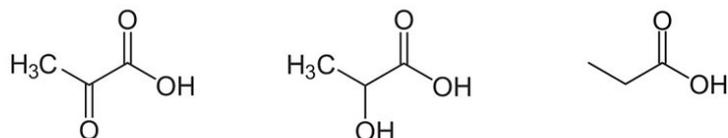
Рубежный контроль 4 по теме «Карбоновые кислоты, ВЖК, липиды»

ИОПК-5.2

1. Напишите структурные формулы карбоновых кислот и расположите их в порядке уменьшения кислотных свойств, ответ поясните: 1) пировиноградная кислота; 2) молочная кислота; 3) пропионовая кислота
2. Напишите уравнение реакции получения олеил-КоА *in vivo*.
3. Напишите структурную формулу лецитина, содержащего остатки линоленовой и пальмитиновой кислот; напишите уравнение гидролиза этого вещества в щелочной среде, назовите продукты.

Решение

Задание 1



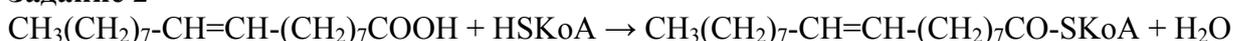
Пировиноградная кислота > Молочная кислота > Пропионовая кислота

Во-первых, можно сравнить справочные значения величин pK_a , поскольку чем меньше величина pK_a , тем сильнее кислотные свойства.

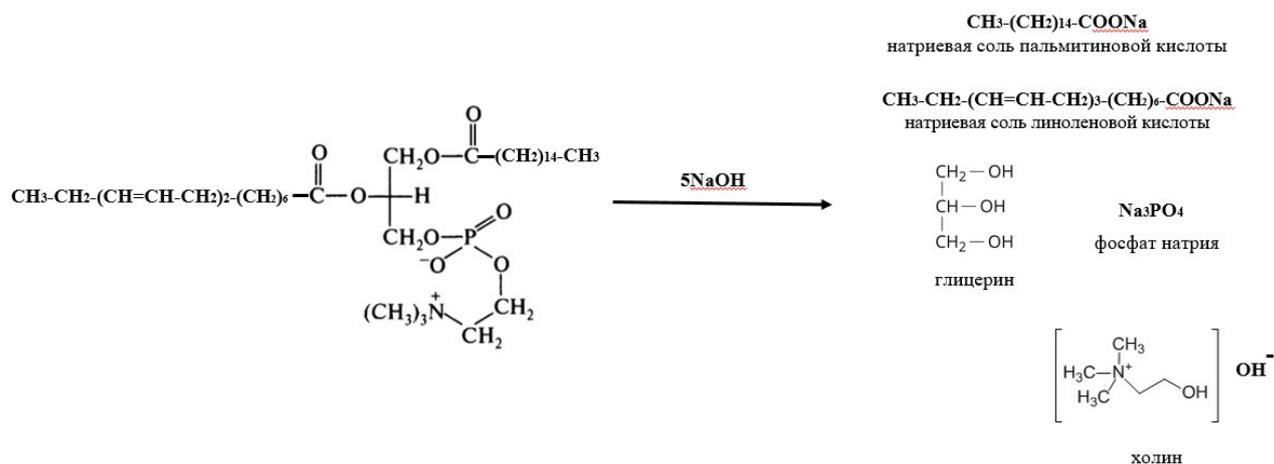
pK_a (пировиноградная кислота) = 2,39; pK_a (молочная кислота) = 3,97; pK_a (пропионовая кислота) = 4,88.

Во-вторых, можно сравнивать строение карбоновых кислот (наличие дополнительных типов сопряжения, наличие акцепторных и донорных заместителей). Самой сильной является пировиноградная кислота за счет дополнительного типа сопряжения (π - π -сопряжение), который отсутствует в молочной и пропионовой. При этом в молочной кислоте есть акцепторный заместитель с отрицательным индуктивным эффектом (-ОН-группа с -I-эффектом), который усиливает кислотные свойства по сравнению с пропионовой кислотой.

Задание 2



Задание 3



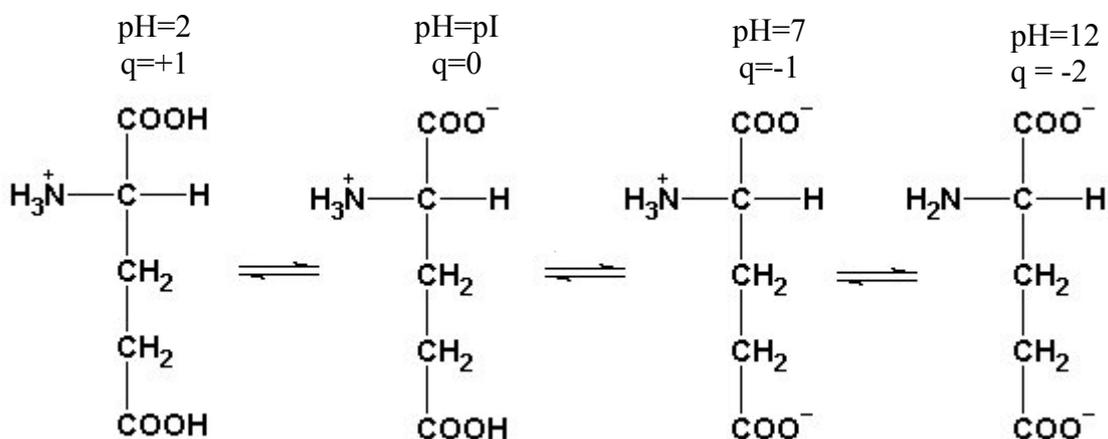
Рубежный контроль 5 по теме «Аминокислоты, белки»

ИОПК-5.3

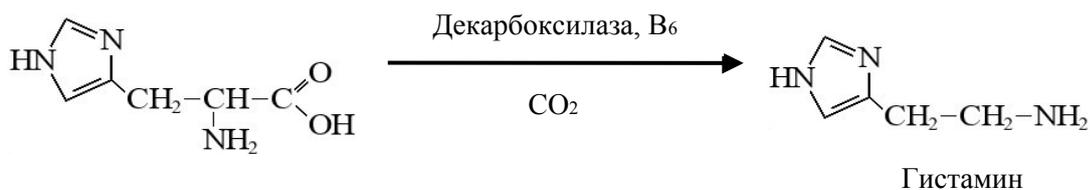
1. Напишите схему поведения глутаминовой кислоты в зависимости от pH среды (pH=pI, pH=2, pH=7, pH=12). Укажите форму и заряд аминокислоты при данных значениях pH.
2. Напишите уравнение реакции декарбоксилирования гистидина *in vivo*. Укажите условия, назовите продукты.
3. Напишите структурную формулу трипептида, в состав которого входят следующие аминокислоты: аспарагиновая, лейцин, серин. Назовите трипептид.

Решение

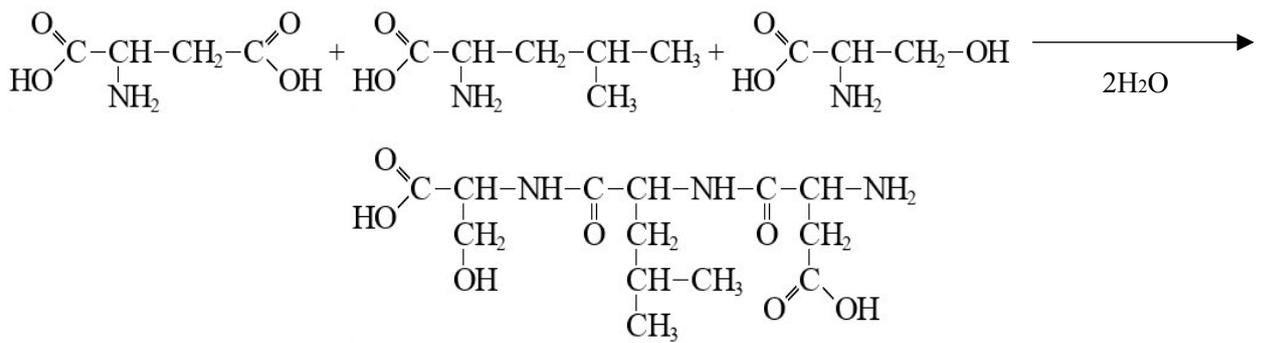
Задание 1.



Задание 2.



Задание 3.



аспартиллейцилсерин

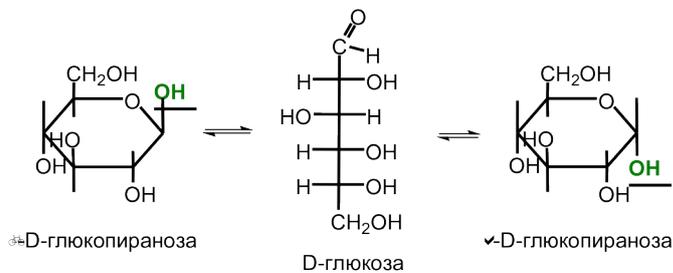
Рубежный контроль 6 по теме «Углеводы: моно-, ди-, полисахариды»

ИОПК-5.3

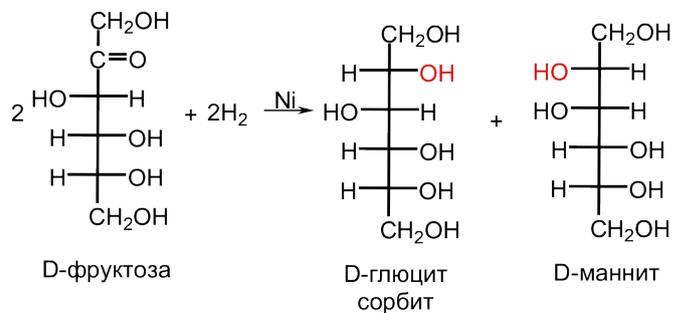
1. Изобразите проекционные формулы Фишера и Хеурса D-глюкозы, назовите их.
2. Напишите уравнение реакции восстановления D-фруктозы, укажите условия, продукты назовите.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза сахарозы, используя структурные формулы веществ, укажите условия, назовите продукты.

Решение

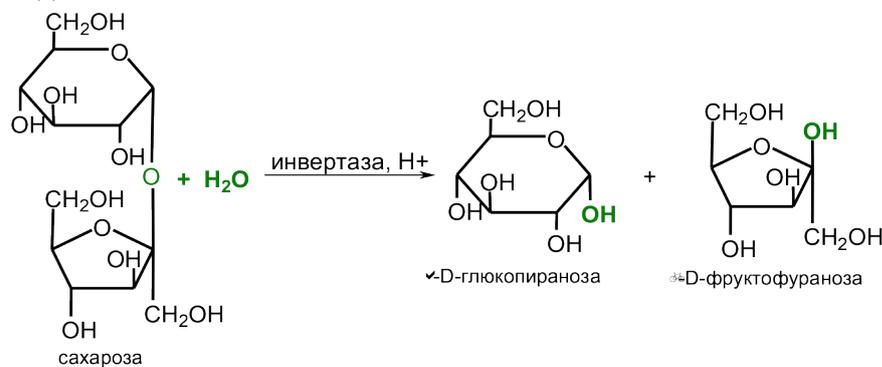
Задание 1.



Задание 2.



Задание 3.



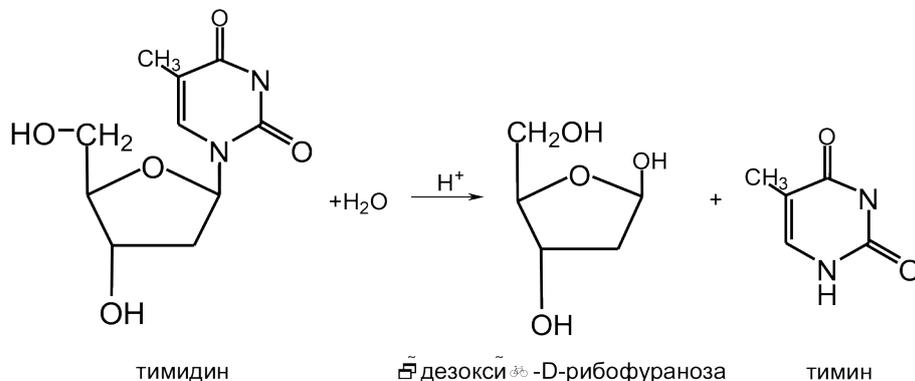
Рубежный контроль 7 по теме «Нуклеиновые кислоты»

ИОПК-5.3

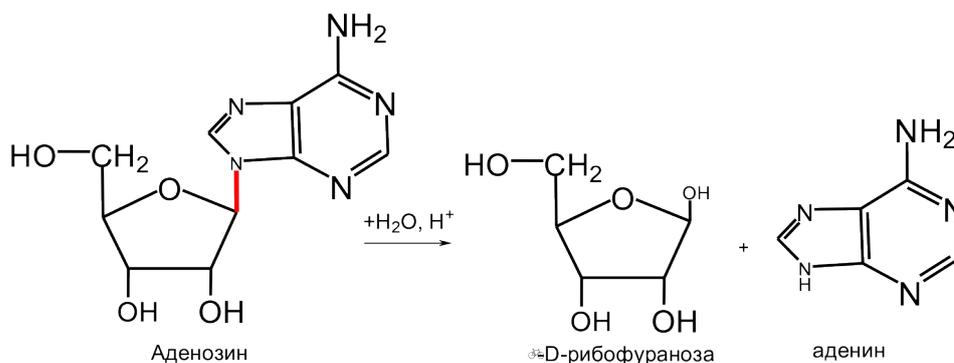
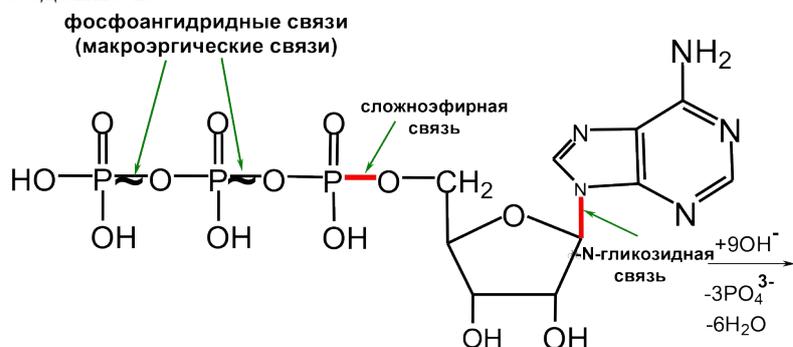
1. Напишите уравнение реакции гидролиза тимидина, укажите условия, назовите продукты.
2. Напишите схему поэтапного гидролиза АТФ, укажите условия, назовите продукты. Укажите основные типы связей в молекуле АТФ.

Решение

Задание 1.



Задание 2.



Методика оценивания: в соответствии с БРС по дисциплине (см. п.3). За БК по соответствующей теме минимальный балл соответствует оценке удовлетворительно при условии выполнения 1/3 части заданий, средний балл соответствует оценке хорошо при выполнении 2/3 частей заданий, максимальный балл соответствует оценке отлично при полном выполнении заданий.

2.2. Тестовые контроли

Тестовые контроли (ТК) являются формой промежуточной аттестации по дисциплине. Время, отводимое на выполнение заданий, от 15 минут до 20 минут, тестовые контроли проводятся на компьютерах во время практических занятий.

Примеры тестовых заданий

7. Выберите заместители, проявляющие положительный мезомерный эффект по отношению к радикалу:
1. C_6H_5-COON 2. C_6H_5-Cl 3. $C_6H_5-SO_3H$
 4. $C_6H_5-OCH_3$ 5. $C_6H_5-NH_2$
- а) 4, 5 б) 3, 4, 5 в) 2, 4, 5 г) 1, 3, 4 д) 1, 2, 3, 5
8. Индуктивный эффект передается:
- а) только в сопряженной системе б) по системе σ -связей
 в) по системе p -связей г) по системе p -связей и σ -связей
9. Расположите соединения в ряд по увеличению кислотности гидроксильной группы:
1. $HO-CH_2-CH_2-CH_3$ 2. $HO-CH_2-CH_2-N^+(CH_3)_3$
 3. $HO-CH_2-CH_2-NH_2$
- а) $1 < 2 < 3$ б) $3 < 2 < 1$ в) $1 < 3 < 2$
 г) $3 < 1 < 2$ д) $2 < 3 < 1$
10. Расположите в ряд следующие соединения по увеличению основных свойств:
1. NH_3 2. $C_2H_5NH_2$ 3. $C_6H_5NH_2$
- а) $3 < 1 < 2$ б) $3 < 2 < 1$ в) $2 < 1 < 3$
 г) $2 < 3 < 1$ д) $1 < 2 < 3$

Ответы

1-а; 2-а; 3-2; 4-г; 5-г; 6-3; 7-в; 8-б; 9-д; 10-а.

Итоговый тестовый контроль- обобщающий тест по всем темам курса (ДЕ1-4)

ИОПК-5.2,5.3

- Какое количество вещества (эквивалентов) составляют 106 г Na_2CO_3 ?
 1. 1; 2. 2; 3. 0,5; 4. 17,67
- В каких единицах измеряется молярная концентрация раствора?
 1. моль \cdot кг $^{-1}$; 2. моль \cdot л $^{-1}$;
 3. мольн. %; 4. безразмерная величина
- Для раствора какого вещества молярная концентрация совпадает с молярной концентрацией эквивалента?
 1. $NaOH$; 2. Na_2CO_3 ;
 3. H_2SO_4 ; 4. $BaCl_2$
- Стандартная энтальпия образования P_2O_5 соответствует энтальпии реакции:
 1. $2P + 5/2O_2 = P_2O_5$;
 2. $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
 3. $P + 5/4O_2 = 1/2 P_2O_5$;
 4. $P_2O_5 = 2P + 5/2O_2$.
- По какой формуле рассчитывают температуру состояния равновесия:
 5.1. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, где $\Delta G \neq 0$;
 5.2. $\Delta H^\circ = T\Delta S^\circ$;
 5.3. $pV = \nu RT$;
 5.4. $S = Q/T$.
- Водородный показатель – это:
 1. молярная концентрация ионов H^+ в растворе;
 2. натуральный логарифм молярной концентрации протонов;
 3. отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации протонов.
- pH раствора уксусной кислоты равен 2. Определите значения C_{H^+} , C_{OH^-} , pOH при стандартных условиях:
 1. C_{H^+} , моль/л = 10^{-2} , C_{OH^-} , моль/л = 10^{-2} , pOH = 2;
 2. C_{H^+} , моль/л = 10^{-2} , C_{OH^-} , моль/л = 10^{-12} , pOH = 12;
 3. C_{H^+} , моль/л = 10^{-7} , C_{OH^-} , моль/л = 10^{-7} , pOH = 7;

4. C_{H^+} , моль/л = 10^{-12} , C_{OH^-} , моль/л = 10^{-2} , pOH = 12.
8. Константа ионизации - это:
1. отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул;
 2. отношение равновесной молярной концентрации молекул к произведению равновесных молярных концентраций ионов в степенях их стехиометрических коэффициентов;
 3. константа равновесия процесса ионизации электролита.
9. В медицине и фармации раствор называется изотоническим, если он имеет:
1. осмотическое давление ниже осмотического давления плазмы крови;
 2. осмотическое давление равное осмотическому давлению плазмы крови;
 3. осмотическое давление выше осмотического давления плазмы крови;
 4. осмотическое давление в 2 раза меньше осмотического давления плазмы крови.
10. Уравнение Вант-Гоффа для расчета осмотического давления раствора электролита имеет вид:
1. $\pi = CRT$;
 2. $\pi = iCRT$;
 3. $\pi = \alpha CRT$;
 4. $p = \frac{C}{n} RT$.
11. Чему равен изотонический коэффициент раствора $Ca(NO_3)_2$ (кажушаяся степень диссоциации 75%):
1. 2,5;
 2. 1,75;
 3. 2,75;
 4. -0,5.
12. При гидрировании (восстановлении) непредельной кислоты в биохимической реакции получили янтарную кислоту. Какая кислота участвовала в реакции:
- а) фумаровая
 - б) малеиновая
 - в) яблочная
 - г) щавелевоуксусная
 - д) лимонная
13. Выберите гидрокситрикарбоновую кислоту:
- а) янтарная
 - б) фумаровая
 - в) лимонная
 - г) пировиноградная
 - д) молочная
14. Какую кислоту получают при дегидратации яблочной кислоты:
- а) малоновую
 - б) фумаровую
 - в) янтарную
 - г) пировиноградную
 - д) молочную
15. Высшая насыщенная карбоновая кислота содержит C-18 атомов. Ее название:
- а) пальмитиновая
 - б) стеариновая
 - в) линолевая
 - г) элаидиновая
 - д) линоленовая
16. К омыляемым липидам относятся:
1. триглицериды
 2. воска
 3. эфиры холестерина
 4. фосфолипиды
 5. холестерин
- а) 2, 3, 4, 5
 - б) 1, 2, 3, 5
 - в) 1, 3, 4, 5
 - г) 1, 2, 3, 4
 - д) 1, 2, 4, 5
17. Фосфолипид содержит аминоксирт этаноламин. Название фосфолипида:
- а) кефалин
 - б) лецитин
 - в) фосфатидовая кислота
 - г) фосфатидилсерин
 - д) диацилглицерин
18. Переаминирование аспарагиновой кислоты приводит к образованию кетокислоты:
- а) пировиноградной
 - б) 2-оксобутановой
 - в) α -кетоглутаровой
 - г) щавелевоуксусной
 - д) 3-оксобутановой
19. Определите область pH водного раствора аминокислоты:
- $$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ | \\ \text{HOOC}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$$
- а) кислая
 - б) нейтральная
 - в) щелочная
 - г) вопрос некорректен

20. Изoeлектрическая точка белка равна 4,7. Определите заряд макромолекулы в водном растворе (плазме крови) при pH 7,4:
- а) белок электронейтрален б) белок заряжен положительно
в) белок заряжен отрицательно г) заряд может быть любой

21. Какой заряд имеет трипептид лиз-про-ала при растворении в воде?

- а) -2 б) -1 в) 0 г) +1 д) +2

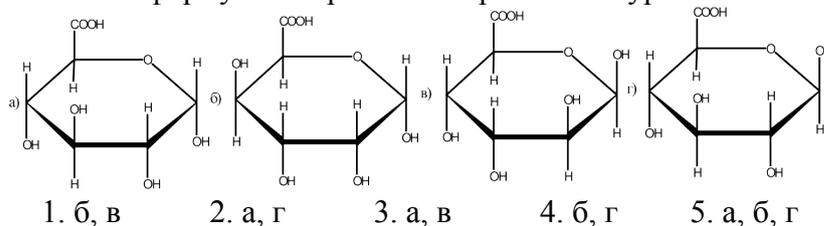
22. О какой структуре белка идет речь, если в ней действуют стабилизирующие ионные связи?

- а) первичной б) вторичной
в) третичной г) первичной и вторичной
д) вторичной и третичной

23. Для получения глюкуроновой кислоты *in vitro* использовали углевод и окислитель. Сделайте выбор:

- а) глюкоза, HNO_3
б) глюкоза, реактив Фелинга
в) гликозид глюкозы, O_2 , Pt
г) гликозид глюкозы, реактив Фелинга
д) галактоза, HNO_3

24. Из предложенных формул выберите аномеры D-глюкуроновой кислоты:



25. В крахмале между моносахаридами образуются связи:

- а) α -(1→4) б) α -(1→3) и α -(1→4)
в) α -(1→4) и α -(1→6) г) β -(1→4) и β -(1→6)
д) β -(1→3) и β -(1→4)

26. В качестве кровезаменителя используют раствор полисахарида:

- а) гепарина б) декстрана в) декстрина
г) амилозы д) амилопектина

27. Комплементарная пара аденин-тимин образована с помощью связей (указаны количество и тип):

- а) две ионные б) три водородные в) три ионные
г) две водородные д) две ковалентные

28. В составе нуклеиновой кислоты РНК углеводы находятся в виде:

- а) β -D-рибофуранозы б) β -D-рибопиранозы
в) α -D-рибофуранозы г) α -D-рибопиранозы
д) α -D-глюкофуранозы

Ответы

1-2; 2-2; 3-1; 4-1; 5-2; 6-3; 7-2; 8-3; 9-2; 10-2; 11-1; 12-а; 13-в; 14-в; 15-б; 16-г; 17-а; 18-г; 19-2; 20-в; 21-г; 22-в; 23-в; 24-2; 25-в; 26-б; 27-г; 28-в.

Методика оценивания: в соответствии с БРС по дисциплине (см. п.3).

Удовлетворительно ставится при условии выполнения 60% -74% заданий, при выполнении 75%-84% заданий ставится хорошо, при выполнении $\geq 85\%$ заданий ставится отлично.

1.4. Список вопросов к зачету с оценкой по дисциплине «Химия»

Зачет является формой итоговой аттестации по дисциплине «Химия». Проводится в период сессии в письменной форме.

Химическая термодинамика (ТД) и биоэнергетика

1. Основные понятия термодинамики: виды систем, параметры, состояние системы, процессы (изохорный, изобарный, изотермический).
2. Первый закон термодинамики. Энтальпия, ее физический смысл, изменение энтальпии. Эндо- и экзотермические реакции.
3. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса, их математическая запись.
4. Второй закон термодинамики. Энтропия, физический смысл, изменение энтропии.
5. Энергия Гиббса как функция, отражающая влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направление протекания химических процессов. Изменение энергии Гиббса. Критерии направления самопроизвольных процессов. Особенности термодинамики биохимических процессов. Экзергонические и эндэргонические реакции.
6. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Способы выражения константы химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Анализ уравнения. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
7. Химическая кинетика. Цель химической кинетики. Скорость химической реакции; факторы, на нее влияющие. Закон действующих масс, его применимость к различным системам. Правило Вант-Гоффа.

Растворы

8. Дисперсные системы, их классификация.
9. Истинный раствор. ТД характеристика образования истинного р-ра и образовавшегося р-ра.
10. Общие свойства истинных растворов НМС и ВМС.
11. Свойства растворов электролитов. Механизм распада молекул электролитов на ионы.
12. Теория электролитической диссоциации. Ионизация слабых и сильных электролитов на ионы. Степень и константа ионизации. Закон разведения Оствальда. Активность, ионная сила раствора.
13. Ионизация воды. Ионное произведение воды.
14. Водородный показатель рН и гидроксильный показатель рОН.
15. Методы определения рН.
16. Кислотно-щелочное равновесие в организме и его нарушение при различных заболеваниях.
17. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Классификация кислот и оснований в водных растворах. Константа протолиза.
18. Буферные системы, их классификация, механизм действия.
19. рН буферных систем. Уравнения Гендерсона-Гассельбаха для буферных систем 1 и 2 типа.
20. Влияние разбавления буферных систем на величину их рН.
21. Буферная емкость, факторы ее определяющие.
22. Буферные системы крови.
23. Диффузия в растворах. Факторы, влияющие на скорость диффузии. Закон Фика. Роль диффузии в процессах переноса вещества в биологических системах.
24. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Относительное понижение давления насыщенного пара и закон Рауля. Идеальные растворы.
25. Понижение заморзания и повышение кипения, зависимость их от концентрации раствора.
26. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
27. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Плазмолиз и гемолиз.

29. Факторы, влияющие на растворимость веществ. ПР и ПК. Условия образования и растворения осадков. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов.

Биоорганическая химия

1. Сопряженные системы, определение. Делокализованные связи. Два вида сопряжения. Сопряженные системы с открытой и закрытой цепью.
2. Понятие ароматичности. Критерии ароматичности. Правило Хюккеля. Характерные свойства ароматических систем.
3. Гетероциклические ароматические соединения (пяти-, шестичленные и конденсированные гетероциклы). Электронное строение пиррольного и пиридинового атомов азота, основные отличия.
4. Электронные эффекты в органических соединениях. Индуктивный эффект: определение, графическое изображение, виды, электроннодонорные и электроноакцепторные заместители (примеры). Мезомерный эффект: определение, графическое изображение, виды, электроннодонорные и электроноакцепторные заместители (примеры).
5. Кислотность и основность органических соединений. Теория Бренстеда-Лоури. Органические кислоты: определение, типы, кислотный центр. Органические основания: определение, типы, основной центр. Факторы, влияющие на силу органических кислот и оснований.
6. Карбоновые кислоты: определение, классификация (по числу карбоксильных групп, характеру УВ радикала, дополнительной функц. группе). Электронное строение карбоксильной группы.
7. Химические свойства карбоновых кислот: образование солей, амидов, ангидридов, карбоксилирование ацетил-КоА, реакция этерификации, декарбоксилирование и окисление дикарбоновых кислот. Условия протекания реакций.
8. Гидроксикислоты, определение. Оптическая изомерия: ассиметрический атом углерода, энантиомеры, D и L-энантиомеры, расположение функциональных групп в пространстве.
9. Химические свойства гидроксикислот *in vivo*: дегидратация, окислительное дегидрирование, образование кетоновых тел, декарбоксилирование.
10. Оксокислоты, определение. Кето-енольная таутомерия.
11. Химические свойства оксокислот *in vivo*: присоединение аммиака и КоASH к молекуле пировиноградной кислоты, декарбоксилирование.
12. Биологическая роль карбоновых, гидрокси- и оксокислот.
13. Липиды: определение, классификация. Структурные компоненты липидов. Неомыляемые липиды, примеры. Биологическое значение.
14. Высшие жирные кислоты: особенности химического строения ВЖК, входящих в состав липидов. Номенклатура ненасыщенных ВЖК. Типы ВЖК. Заменяемые и незаменимые ВЖК.
15. Триацилглицериды (ТГ): определение, простые и смешанные ТГ, твердые и жидкие ТГ. Получение ТГ. Химическое строение ТГ. Номенклатура ТГ, содержащих одинаковые или разные остатки ВЖК. Оптическая изомерия ТГ.
16. Химические свойства ТГ: щелочной и кислотный гидролиз, реакции присоединения, реакции окисления. Йодное число, прогоркание жиров.
17. Фосфолипиды: лецитины, коламинкефалины, серинкефалины. Химическое строение. Аминоспирты, входящие в состав фосфолипидов. Номенклатура. Амфифильность фосфолипидов. Биологическая роль.
18. Химическая структура стерана (гонана). Нумерация атомов углерода в циклах. Холестерин, структурная формула. Реакция этерификации холестерина с ВЖК. Биохимическая роль холестерина.

19. Аминокислоты (АК): определение, классификация, номенклатура (тривиальная и систематическая, трехбуквенная). Структурные особенности АК, входящих в состав белков. Оптическая изомерия АК.
20. Поведение нейтральных, кислых и основных АК в растворах с разным значением рН. Биполярный ион (цвиттер-ион). Изоэлектрическая точка: определение, обозначение.
21. Химические свойства АК *in vivo*: реакции трансаминирования (переаминирования), окислительное дезаминирование. Реакции декарбоксилирования, понятие о биогенных аминах. Реакции поликонденсации, ведущие к образованию пептидов и белков.
22. Пептиды: определение, классификация по числу АК остатков, номенклатура. Характеристика пептидной связи. Биологическая роль пептидов.
23. Белки: определение, классификация. Первичная структура белка: определение, строение, основные типы связей. Вторичная структура белка: определение, строение, основные типы связей. Третичная структура белка: определение, строение. Основные типы связей: ковалентные, водородные, ионные, гидрофобные. Четвертичная структура белка: определение, строение, основные типы связей.
24. Изоэлектрическая точка белка. Определение ИЭТ, метод электрофореза.
25. Денатурация и ренатурация белка. Факторы, вызывающие денатурацию.
26. Качественные реакции на белки: нингидриновая, ксантопротеиновая и биуретовая. Суть данных реакций.
27. Углеводы: определение, классификация по способности к гидролизу. Моносахариды: определение, общая формула, классификация.
28. Изомерия моносахаридов: оптическая, понятия диастереомеров и эпимеров.
29. Изомерия моносахаридов: цикло-оксо таутомерия, полуацетальный механизм образования циклической формы, понятие об аномерах.
30. Химические свойства моносахаридов по карбонильной группе: окисление аммиачным раствором оксида серебра, гидроксидом меди(II) при нагревании, бромной водой, раствором азотной кислоты. Реакции восстановления. Изомеризация-эпимеризация в щелочной среде.
31. Химические свойства моносахаридов по гидроксогруппам: образования комплексной соли с ионами меди(II), образование гликозидов, фосфорных эфиров *in vivo*, образование глюконовой кислоты *in vitro*.
32. Биологическое значение моносахаридов, особая роль глюкозы.
33. Аскорбиновая кислота: строение, биологическая роль.
34. Дисахариды: определение, классификация.
35. Восстанавливающие дисахариды: строение мальтозы, целлобиозы, лактозы.
36. Невосстанавливающие дисахариды: строение сахарозы, трегаллозы.
37. Химические свойства дисахаридов: окисление, гидролиз.
38. Биологическое значение дисахаридов.
39. Полисахариды: классификация.
40. Гомополисахариды: строение крахмала, гликогена, декстрана, целлюлозы, биологическое значение.
41. Химические свойства гомополисахаридов: гидролиз, качественная реакция на крахмал.
42. Гликозаминогликаны: строение гиалуроновой кислоты, хондроитинсульфатов, гепарина, биологическое значение.
43. Нуклеиновые кислоты: определение, классификация.
44. Условия поэтапного гидролиза нуклеопротеинов.
45. Азотистые основания: строение, лактим-лактаминная таутомерия.
46. Нуклеозиды: классификация, строение, номенклатура, биологическое значение.
47. Нуклеотиды: классификация, строение, номенклатура, биологическое значение.

48. АТФ: строение, биологическая роль.
 49. Первичная и вторичная структуры ДНК: особенности строения, биологическое значение.
 50. Первичная и вторичная структура тРНК: особенности строения, биологическое значение.

Пример билета к зачету

ИОПК-5.2,5.3

1. Запишите реакцию декарбоксилирования ПВК, используя структурные формулы органических веществ. (5 баллов)

Используя табличные данные, вычислите значения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса для данной реакции при 298К.

Вещество	$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)
CO ₂	-393	+213
ПВК	-584	+179
этаналь	-166	+264

Уравнение для расчета энтальпии:

Значение энтальпии данной реакции (с указанием знака и ед. измерения) _____

Уравнение для расчета энтропии:

Значение энтропии данной реакции (с указанием знака и ед. измерения) _____

Уравнение для расчета энергии Гиббса:

Значение энергии Гиббса данной реакции (с указанием знака и ед. измерения) _____. Энтальпийный фактор вызывает _____ (прямую/обратную) реакцию. Энтропийный фактор вызывает _____ (прямую/обратную) реакцию. При 298К протекает _____ (прямая/обратная реакция). Термодинамическое равновесие в данной системе _____ (возможно/невозможно), т.к. энтальпийный и энтропийный фактор действуют в _____ (разных/одном) направлении.

2.1 Расположите в ряд по увеличению кислотности: 1) рН=1 2) рОН=1 3) рОН=11 (1 балл)

2.2 Это задание с развернутым ответом. В поле для ответа приведите формулу для расчета искомой величины, вычисления, ее значение и единицу измерения (при наличии).

Рассчитайте ионную силу раствора, 1 л которого содержит 0,01 моль NaCl, 0,02 моль Na₂SO₄: (1 балл)

3.1 Установите соответствие: название БС – тип (1 балл)

А)гемоглобиновая	1	биологическая БС первого типа
Б)пиридиновая	2	биологическая БС второго типа
В)ацетатная	3	небиологическая БС первого типа

3.2 Это задание с развернутым ответом. В поле для ответа приведите формулу для расчета искомой величины, вычисления, ее значение и единицу измерения (при наличии).

Рассчитайте рН буферного раствора, приготовленного из равных объемов 0,2 М раствора гидрофосфата калия и 0,1М раствора дигидрофосфата калия. (1 балл)

4. Установите соответствие: раствор – его осмотическое свойство по отношению к цельной крови(1 балл)

А) 0,3М раствор хлорида натрия	1	изотонический
Б) 0,15М раствор глюкозы	2	гипотонический
В) 0,15М раствор хлорида натрия	3	гипертонический

5. Расположите вещества в порядке возрастания концентрации ионов S^{2-} в насыщенном растворе (1 балл)

1) ZnS $PP=10^{-26}$ 2) PbS $PP=10^{-28}$ 3) MnS $PP=10^{-16}$ 4) NiS $PP=10^{-20}$

6. Установите соответствие: масса соли и воды – массовая доля р.в.(1 балл)

А) 60г воды и 20г соли	1	20%
Б) 100г воды и 25г соли	2	25%
В) 240г воды и 60г соли	3	33,3%

7. Напишите уравнение реакции гидратации кротоновой кислоты *in vivo*.

Укажите условия, назовите продукты.(3 балла)

8. Кислота обозначается 18:3 ω -3. Напишите структурную формулу этой кислоты и назовите по исторической номенклатуре.(1 балл)

9. Для трипептида с последовательностью аминокислот вал – тир – три укажите величину заряда в нейтральной среде. Какую среду необходимо создать, чтобы данный трипептид при электрофорезе двигался к катоду?

Назовите данный трипептид _____

Заряд в нейтральной среде (0/+1/-1/-2/+2)

Значение рН среды для движения к катоду?($pH=7/pH<7/pH>7$)(1 балл)

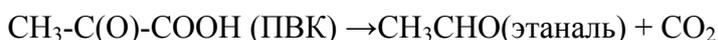
10. Напишите структурные формулы продуктов восстановления D-галактозы и D-маннозы в виде проекций Фишера и назовите их.(1 балл)

11. Запишите структурную формулу дисахарида, продуктом гидролиза которого является альфа-D-глюкопираноза. Укажите тип гликозидной связи.(1 балл)

12. Напишите структурную формулу гуанозина, стрелочкой укажите β -N-гликозидную связь.(1 балл)

Решение

Задание 1



$$\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = \sum \nu_i \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ (продуктов)} - \sum \nu_i \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ (исх. в-в)}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{(реакции)}} = \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ (этаналь)} + \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ (CO}_2\text{)} - (\Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ (ПВК)} = -166-393 - (-584) = +25 \text{ кДж}$$

Значение энтальпии реакции, +25 кДж.

($\Delta H > 0$ -энтальпийный фактор вызывает обратную реакцию)

$$\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}} = \sum \nu_i S^{\circ}_{298} \text{ прод.} - \sum \nu_i S^{\circ}_{298} \text{ исх. в-в.} \Delta S^{\circ}_{\text{(реакции)}} = S^{\circ}_{298} \text{ (этаналь)} + S^{\circ}_{298} \text{ (CO}_2\text{)} - S^{\circ}_{298} \text{ (ПВК)} = 264+213-179 = +298 \text{ Дж}\cdot\text{K}^{-1}$$

Значение энтропии реакции, +298 Дж/К.

($\Delta S > 0$ -энтропийный фактор вызывает прямую реакцию).

$$\Delta G_{p-n}^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ}$$

$$\Delta G_{p-n}^{\circ} = 25 \cdot 298 \cdot (298 \cdot 10^{-3}) = -63,8 \text{ кДж} \approx -64 \text{ кДж}$$

Значение энергии Гиббса реакции, -64 кДж.

($\Delta G < 0$ – при 298 протекает прямая реакция)

Энтальпийный фактор вызывает обратную (прямую/обратную) реакцию. Энтропийный фактор вызывает прямую (прямую/обратную) реакцию. При 298К протекает прямая (прямая/обратная реакция). Термодинамическое равновесие в данной системе возможно (возможно/невозможно), т.к. энтальпийный и энтропийный фактор действуют в разных (разных/одном) направлении

Задание 2.1

Кислотность увеличивается при уменьшении рН. $pH + pOH = 14$, следовательно, если $pOH = 1$, то $pH = 14 - 1 = 13$. А если $pOH = 11$, то $pH = 14 - 11 = 3$. Таким образом, правильный ответ: 231.

Ответ: 231.

Задание 2.2

Ионная сила (I, моль/л) рассчитывается по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \times z^2, \text{ где } C_i - \text{концентрация ионов (моль ионов/л), а } z - \text{заряд иона.}$$

5) Запишем уравнения диссоциации электролитов, присутствующих в растворе:



6) Рассчитаем молярную концентрацию (C) каждого электролита:

$$C(NaCl) = \frac{v}{V} = \frac{0,01}{1} = 0,01 \text{ моль/л}$$

$$C(Na_2SO_4) = \frac{v}{V} = \frac{0,02}{1} = 0,02 \text{ моль/л}$$

7) Рассчитаем концентрацию каждого вида ионов:

$C(NaCl) = 0,01 \text{ моль/л} \Rightarrow C(Na^+) = 0,01 \text{ моль ионов/л}, C(Cl^-) = 0,01 \text{ моль ионов/л}$ (это следует из уравнения диссоциации соли)

$C(Na_2SO_4) = 0,02 \text{ моль/л} \Rightarrow C(Na^+) = 0,04 \text{ моль ионов/л}, C(SO_4^{2-}) = 0,02 \text{ моль ионов/л}$ (это следует из уравнения диссоциации).

8) Рассчитаем ионную силу:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \times z^2 = \frac{1}{2} \left(C_{Na^+} \cdot Z_{Na^+}^2 + C_{Cl^-} \cdot Z_{Cl^-}^2 + C_{Na^+} \cdot Z_{Na^+}^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot Z_{SO_4^{2-}}^2 \right) = \frac{1}{2} \left(0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot (-1)^2 + 0,04 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot (-2)^2 \right) = 0,08 \text{ моль/л}$$

Ответ: $I = 0,08 \text{ моль/л}$

Задание 3.1.

Гемоглобиновая буферная система состоит из гемоглобиновой кислоты (слабой кислоты) и ее соли, является одной из буферных систем в крови, следовательно, является биологической буферной системой первого типа (1).

Пиридиновая буферная система состоит из слабого основания пиридина и его соли, является небиологической буферной системой второго типа (4)

Ацетатная буферная система состоит из слабой кислоты (уксусной) и ее соли, данная буферная система не обеспечивает поддержание постоянства pH в организме, следовательно, является небиологической буферной системой первого типа (3)

Ответ: А-1, Б-4, В-3.

Задание 3.2

В фосфатной буферной системой роль протолитической кислоты выполняет дигидрофосфат калия, а роль протолитического основания – гидрофосфат калия. Это буферная система 1 типа. pH буферных систем 1 типа рассчитывается по формуле:

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_c V_c}{C_k V_k} = 7,2 + \lg \frac{0,2}{0,1} = 7,2 + \lg 2 = 7,2 + 0,3 = 7,5.$$

Ответ: 7,5.

Задание 4.

Изотоническими по отношению к цельной крови являются 0,15 М раствор хлорида натрия и 0,3 М раствор глюкозы.

А) Концентрация хлорида натрия выше, чем в изотоническом растворе, следовательно осмотическое давление в таком растворе будет выше, то есть раствор гипертонический

Б) Концентрация глюкозы меньше, чем в изотоническом растворе, следовательно, осмотическое давление в таком растворе будет ниже, то есть, раствор гипотонический

В) Этот раствор является изотоническим.

Ответ: А-3, Б-2, В-1.

Задание 5.

Концентрация иона в насыщенном растворе – это S (растворимость, моль/л). Для каждого из осадков справедлива формула зависимости между растворимостью и ПР: $ПР = S^2$, следовательно, $S = \sqrt{ПР}$

1) $S = \sqrt{10^{-26}} = 10^{-13}$ моль/л

2) $S = \sqrt{10^{-28}} = 10^{-14}$ моль/л

3) $S = \sqrt{10^{-16}} = 10^{-8}$ моль/л

4) $S = \sqrt{10^{-20}} = 10^{-10}$ моль/л

В порядке возрастания значения S: 2143

Ответ: 2143

Задание 6.

Массовая доля рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{в-ва} + m_{воды}} \times 100\%$$

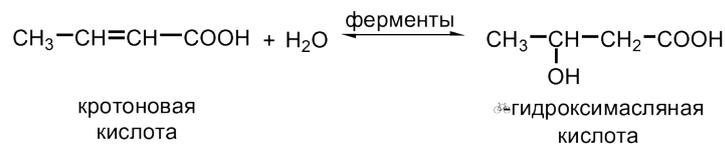
А) $\omega = \frac{20}{20+60} \times 100\% = 25\%$

Б) $\omega = \frac{25}{25+100} \times 100\% = 20\%$

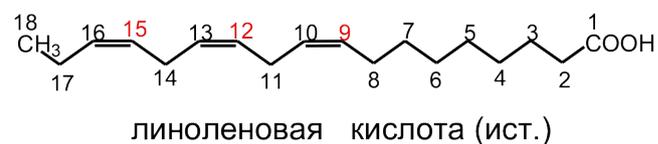
$$B) \omega = \frac{60}{60+240} \times 100\% = 20\%$$

Ответ: А-2, Б-1, В-1.

Задание 7.



Задание 8.



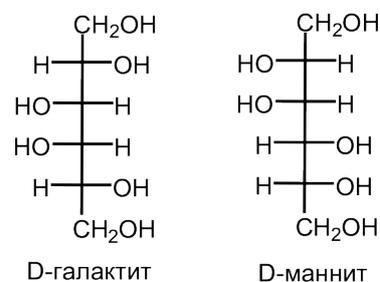
Задание 9.

Название трипептида: валилтирозилтриптофан

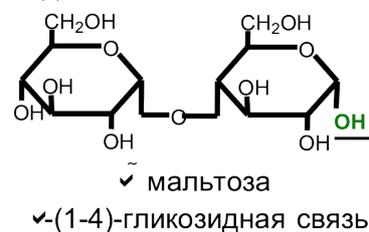
Заряд в нейтральной среде (0)

Значение рН среды для движения к катоду? (рН<7)

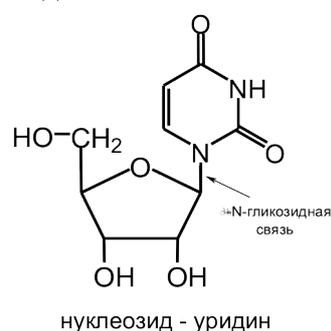
Задание 10.



Задание 11.



Задание 12.



Методика оценивания. Максимальная сумма баллов – 20. Экзамен считается сданным, если студент набирает минимум 10 баллов. Шкала перевода баллов в оценки: 10-13 – удовлетворительно, 14-17 – хорошо, 18-20 – отлично.

3. Методика балльно-рейтинговой системы оценивания учебных достижений студентов по учебной дисциплине

Общие положения

1.1. Настоящая Методика балльно-рейтинговой системы оценивания учебных достижений студентов по дисциплине «Химия» разработана в соответствии с Положением о балльно-рейтинговой системе оценивания учебных достижений студентов УГМУ, принятой на заседании Учёного совета 18.04.2025 г. (протокол № 11) и утверждённой приказом ректора № 203-р от 06.05.2025 г.

1.2. Кафедра исходит из того, что балльно-рейтинговая система оценивания учебных достижений является основой для получения зачета и текущего контроля знаний студентов.

1.3. В соответствии с настоящей Методикой преподаватели кафедры оценивают знания студентов на каждом практическом занятии и в конце занятия информируют студентов о его результатах.

2. Порядок определения дисциплинарных модулей

2.1. В учебной дисциплине «Химия» аудиторная нагрузка составляет: 32 лекционных часа, 18 часов практических занятий и 16 часов лабораторных работ. Учебные занятия продолжаются в течение одного (осеннего) семестра и заканчивается дифференцированным зачетом с оценкой.

2.2. Выделено два дисциплинарных модуля (каждый включает по две дидактические единицы). Текущий контроль рейтинга студента по дисциплине в семестре формируется по всем обозначенным дисциплинарным модулям. *Оценка по дисциплине в семестре*, полученная по результатам текущего контроля успеваемости, рассчитывается как доля всех положительных оценок, полученных в рамках рубежных контролей, в максимально возможном количестве баллов (сумма всех отличных оценок за рубежные контроли в семестре), выраженная в процентах. Оценка по дисциплине в семестре, полученная по результатам текущего контроля успеваемости, рассчитывается по 100-балльной шкале.

2.3. Каждый дисциплинарный модуль заканчивается проведением промежуточного контроля по заданиям, разработанным кафедрой, оценивание результатов рубежных контролей производится по пятибалльной шкале.

2.4. После окончания предыдущего дисциплинарного модуля студент имеет право, при проведении преподавателем текущих консультаций, на добор баллов путём отработки пропущенных тем семинарских занятий, вошедших в предыдущий модуль, а также путём выполнения заданий по пропущенным рубежным контролям и т.п. В связи с этим, текущая рейтинговая оценка по предыдущему модулю может изменяться, и преподаватель вправе вносить в журнал текущей успеваемости соответствующие исправления с указанием даты и балла.

3. Алгоритм определения рейтинга студента по дисциплине в семестре

3.1. Посещаемость практических занятий, выполнение домашнего задания и Активность студента на практических (лабораторных) занятиях оценивается в рейтинговых баллах от 3 до 5.

3.2. Текущие контроли, а также итоговые контроли после каждого модуля осуществляется в письменной форме (БК) или в форме тестирования (ТК).

3.3. Текущие и итоговые контроли осуществляются в течение семестра, в соответствии с календарно-тематическим планом (КТП), утверждённым на заседании кафедры. КТП размещен на платформе Medspasei на стенде кафедры.

3.4. Для учебно-методического обеспечения реализации балльно-рейтинговой системы оценивания учебных достижений студентов внесены коррективы в учебно-методические комплексы дисциплин кафедры.

3.5.1. В рабочей программе дисциплины «Химия» обозначены дисциплинарные модули и выделены следующие дидактические единицы:

			В том числе
--	--	--	-------------

№ дисциплинарного модуля	№ дидактической единицы	Наименование дидактической единицы (ДЕ, темы)	Лекции	Практ. \лаб. занятия
1. Общая химия	ДЕ 1	Термодинамика. Кинетика. Равновесие	32 ч	34 ч
	ДЕ 2	Растворы электролитов. Состав и свойства		
2. Биоорганическая химия	ДЕ 3	Основные понятия и закономерности биоорганической химии		
	ДЕ 4	Основные классы биоорганических соединений. Их строение, классификация, номенклатура, физические и химические свойства		

i. Оцениваемые виды учебной работы по дисциплине «Химия»:

Вид учебной работы и форма текущего контроля	Минимальная оценка	Максимальная оценка	ДЕ
<i>БК по теме «Концентрация. Термодинамика»</i>	3	5	1
<i>БК по теме «Электролиты. Буферные системы»</i>	3	5	2
<i>БК «Осмоз. Закон Рауля. Теория произведения растворимости»</i>	3	5	2
<i>Отчеты к лабораторным работам по модулю «Общая химия»</i>	3	5	1,2
<i>Конспекты лекций по модулю «Общая химия»</i>	3	5	1,2
<i>ТК1 по теме «Теоретические основы органической химии: номенклатура, гибридизация, сопряжение, ароматичность, электронные эффекты, кислотно-основные свойства органических веществ»</i>	3	5	3
<i>БК по теме «Карбоновые кислоты, ВЖК, липиды»</i>	3	5	4
<i>БК по теме «Аминокислоты, белки»</i>	3	5	4
<i>БК по теме «Углеводы: моно-, ди-, полисахариды»</i>	3	5	4
<i>БК по теме «Нуклеиновые кислоты»</i>	3	5	4
<i>Отчеты к лабораторным работам по модулю «Биоорганическая химия»</i>	3	5	3,4

Конспекты лекций по модулю «Биоорганическая химия»	3	5	3,4
Итоговый тестовый контроль по всем темам курса	3	5	1-4
Посещаемость практических занятий	3	5	1-4
Выполнение домашнего задания	3	5	1-4
Активность на практических занятиях	3	5	1-4

Итоговый результат успеваемости в семестре выражается в рейтинговых баллах как процентное выражение суммы положительных оценок по всем видам учебной работы, полученным студентом в семестре, к максимально возможному количеству баллов по итогам всех видов учебной работы в семестре.

Расчет итогового рейтинга в семестре производится по формуле:

Итоговый рейтинг (R) = $\sum (a_1 + a_2 + \dots + a_i) / \sum (m_1 + m_2 + \dots + m_i) \times 100\%$, где

итоговый рейтинг (R) – итоговое количество рейтинговых баллов в семестре; a_1, a_2, a_i – положительные оценки (3, 4, 5), полученные студентом по результатам всех видов учебной работы, предусмотренных рабочей программой дисциплины в семестре; m_1, m_2, m_i – максимальные оценки (5) по тем же видам учебной работы, которые предусмотрены рабочей программой дисциплины в семестре.

4. Порядок и сроки добора баллов

4.1. После подведения итогов текущего контроля знаний студентов и выставления рейтинга студенту по дисциплине в семестре данная информация доводится до сведения студентов на последнем практическом занятии, на сайте УГМУ <http://tandem.usma.ru/>.

4.2. До начала экзаменационной сессии и до даты сдачи в деканат журнала посещаемости и текущей успеваемости студентов вправе добрать баллы до минимальной суммы рейтинговых баллов (40 рейтинговых баллов), при которой он может быть допущен к зачёту.

4.3. Добор рейтинговых баллов может проходить в форме тестового контроля знаний студентов, выполнения самостоятельной работы по заданию ведущего преподавателя, отработок пропущенных практических занятий и предоставления письменно выполненных заданий и/или собеседования.

5. Алгоритм определения рейтинга по учебной дисциплине на дифференцированном зачете

5.1. Студент допускается до итогового контроля по дисциплине (зачет с оценкой) в том случае, когда его рейтинг в семестре по дисциплине составил 40 и более рейтинговых баллов.

5.2. Зачет по дисциплине проводится в письменной форме, по результатам которого можно набрать максимум 20 баллов.

Для перевода баллов, набранных студентом на зачете, в аттестационную оценку по дисциплине вводится следующая шкала:

Аттестационная оценка студента по дисциплине	Итоговый балл на зачете
неудовлетворительно	0-9
удовлетворительно	10 – 13
хорошо	14 – 17
отлично	18 – 20

5.3. Аттестационная оценка и итоговый рейтинговый балл, полученные студентами в семестре по дисциплине, выставляются в зачётную книжку студента и экзаменационную ведомость.

Рецензия

на Фонд оценочных средств дисциплины «Химия» Б1.Б.12 базовой части для обучающихся по специальности 31.05.02 «Педиатрия»

Фонд оценочных средств составлен в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 31.05.02 – Педиатрия, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 12 августа 2020г. №984.

Дисциплина «Химия» преподается на первом курсе в первом семестре в рамках дисциплин Базовой части. Общая трудоемкость дисциплины 108 час, в том числе 66 часа аудиторных (32 часов лекций и 18 часов практических занятий и 16 часов лабораторных работ).

Разработчики: Белоконова Н.А., д.т.н., зав. кафедрой общей химии;
Ермишина Е.Ю., к.х.н., доцент кафедры общей химии;
Катаева Н.Н., к.х.н., доцент кафедры общей химии;
Наронова Н.А., к.п.н., доцент кафедры общей химии,
Голицына К.О., ассистент кафедры общей химии

В рецензируемом документе достаточно четко указано, какие знания, умения и навыки формируются при изучении каждого раздела дисциплины «Химия».

Полно представлены аттестационные материалы в виде билетов для письменных контролей по вопросам общей химии и микроконтролей по биоорганической химии, а также компьютерных тестов по каждому разделу изучаемой дисциплины.

Дан алгоритм определения рейтинга студентов, представлена методика БРС для оценки знаний, указан порядок предоставления возможности дополнительного набора

баллов для получения зачета. Указан перечень вопросов для подготовки к итоговому зачету по дисциплине, дан пример билета.

В целом данный Фонд оценочных средств отвечает требованиями, предъявляемым по специальности «Педиатрия», в соответствии с ФГОС 3++, и может быть рекомендован для утверждения.

Рецензент: доктор фармацевтических наук, профессор
кафедры фармации ФГБОУ ВО
УГМУ Минздрава России

Анрианова Г.Н.