Зачет состоит из ответа на письменный билет. Письменный билет включает материал всех модулей дисциплины.

Список заданий для подготовки к зачету

Тема. **Растворы в медицине: концентрация и дозировка лекарственных веществ. Осмос и его роль в физиологии и медицине**

Расчеты осмолярности, осмотического давления растворов электолитов и неэлектролитов. Растворы изотонические, гипотонические и гипертонические относительно биологических жидкостей и других растворов.

Примеры:

1. Водный раствор хлорида кальция ($CaCl_2$, M = 111 г/моль) с массовой долей 10,1 % (ρ = 1,083 г/мл) применяют в медицине в качестве противоаллергического средства. а) Рассчитайте осмолярную концентрацию и осмотическое давление этого раствора при 25 °С. б) Каким по отношению к 0,15 М раствору NaCl будет этот раствор (гипо-, гипер- или изотоническим)?
2. В 0,5 л раствора содержится 0,1 моль $MgSO_4$ и 0,05 моль K_2SO_4. а) Рассчитайте осмотическое давление этого раствора при 37 °С. б) При какой концентрации раствор гюкозы ($C_6H_{12}O_6$) будет изотоничен этому раствору?
3. В 200 мл раствора содержится 0,02 моль рибозы ($C_5H_{10}O_5$) и 0,01 моль KCl. а) Рассчитайте осмолярность и осмотическое давление этого раствора при 25 °С. б) Что будет происходить с эритроцитами, помещенными в этот раствор? Осмотическое давление крови составляет 740-780 кПа.

Тема. **Основы термодинамики биохимических процессов. Биоэнергетика**

I. Расчеты тепловых эффектов химических реакций, используя термодинамические параметры веществ (стандартные энтальпии образования, стандартные энтальпии сгорания).

Примеры:

1. Для реакции $CO_{2\,(газ)} + 2NH_{3\,(газ)} \rightarrow NH_2C(O)NH_{2\,(тв)} + H_2O_{\,(ж)}$ $\Delta_{обр}H^0_{298}$ (кДж/моль) $CO_{2\,(газ)}$; $NH_{3\,(газ)}$; $NH_2C(O)NH_{2\,(тв)}$ и $H_2O_{\,(ж)}$ соответственно равны: –393,5; –46,2; –333 и –286. а) Рассчитайте $\Delta H^0_{298(реакции)}$. б) Не производя вычислений, оцените знак изменения энтропии для этого процесса и укажите, способствует ли энтропийный фактор самопроизвольному протеканию этого процесса.
2. Для реакции $CH_3COOH_{\,(ж)} + 2O_{2\,(газ)} \rightarrow 2CO_{2\,(газ)} + 2H_2O_{(ж)}$ $\Delta_{обр}H^0_{298}$(кДж/моль) $CO_{2\,(газ)}$ и $H_2O_{(ж)}$ соответственно равны: –393,5 и –286. а) Рассчитайте $\Delta_{обр}H^0_{298}(CH_3COOH_{\,(ж)})$, если $\Delta H^0_{298(реакции)}$ = –875 кДж/моль.
б) Рассчитайте массу CH_3COOH, при сжигании которой выделится 175 кДж теплоты.

II. Определение возможности протекания процесса, термодинамическое сопряжение.

Примеры:

1. а) Рассчитайте ΔG^0_{298} реакции молочнокислого брожения глюкозы: $C_6H_{12}O_{6\,(р\text{-}р)} \rightarrow 2\,CH_3CH(OH)COOH_{\,(р\text{-}р)}$ в кДж, если $\Delta_р H^0_{298}$ = –124,1 кДж, $\Delta_р S^0_{298}$ = 20,1 Дж/К. б) При каких температурах возможно самопроизвольное протекание этой реакции и какие факторы могут способствовать ее протеканию?
2. Фосфорилирование фруктозы: фруктоза + Ф → фруктозо-6-Ф + H_2O

($\Delta_p G^{0\prime}$ = 15,9 кДж/моль) сопряжено с гидролизом АТФ: АТФ + H_2O → АДФ + Ф ($\Delta_p G^{0\prime}$ = –30,5 кДж/моль). а) Напишите уравнение суммарной реакции и объясните смысл термодинамического сопряжения. б) Рассчитайте для этой суммарной реакции значение $\Delta_p G^{0\prime}$.

3. Для реакции $2H_2S_{(газ)} + SO_{2\,(газ)} \rightarrow 3S_{(тв)} + 2H_2O_{(ж)}$ $\Delta_{обр}G^0_{298}$ (кДж/моль) $H_2S_{(газ)}$; $SO_{2\,(газ)}$ и $H_2O_{(ж)}$ соответственно равны: –33; –300 и –237.
а) Рассчитайте ΔG^0_{298} реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания. б) Не производя вычислений, оцените знак изменения энтропии и оцените роль энтропийного фактора для этого процесса.

Тема. **Основные понятия химической кинетики и равновесия в применении к биологическим системам. Основы ферментативного катализа**

I. Расчет константы равновесия (K_c) и ее связь с тепловым эффектом химической реакции, энергией Гиббса и направлением протекания процесса.

Примеры:

1. Равновесие в системе $2NO_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftarrows 2NO_{2(газ)}$ установилось при концентрациях NO, O_2 и NO_2, равных соответственно (моль/л): 0,1; 0,2 и 0,2. а) Запишите выражение константы равновесия (K_c) и рассчитайте ее величину. б) Как изменится величина константы равновесия при повышении температуры, если прямая реакция является экзотермической?
2. Для реакции $2N_2O_{5\,(газ)} \rightleftarrows 4NO_{2\,(газ)} + O_{2\,(газ)}$ ΔG^0_{298} равно –28,5 кДж.
а) Рассчитайте константу равновесия (K_c) и запишите ее выражение.
б) Определите, как изменится положение равновесия и величина K_c при повышении температуры, если прямая реакция эндотермическая.

II. Расчет исходных и равновесных концентраций реагентов.

Примеры:

1. Для реакции $2NO_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftarrows 2NO_{2(газ)}$ исходные концентрации NO, O_2 и NO_2 соответственно равны (моль/л): 0,3; 0,3 и 0, а равновесная концентрация NO_2 составила 0,2 моль/л. Определите: а) равновесные концентрации остальных веществ и запишите выражение константы равновесия (K_c); б) как изменится величина K_c при повышении температуры, если прямая реакция экзотермическая.
2. Равновесие в системе $2N_2O_{5(газ)} \rightleftarrows 4NO_{2(газ)} + O_{2(газ)}$ установилось при концентрациях N_2O_5; NO_2 и O_2, равных соответственно (моль/л): 0,05; 1 и 0,25. а) Рассчитайте исходную концентрацию N_2O_5, если исходные концентрации NO_2 и O_2 были равны нулю. б) Определите, как повлияет на величину K_c понижение температуры, если для прямой реакция $\Delta H^0 > 0$.

III. Определение направления протекания обратимого процесса при заданных условиях.

Примеры:

1. Для реакции $2NO_{2\,(г)} \rightleftarrows N_2O_{4\,(г)}$ при 25 °С константа равновесия (K_c) равна 4.
а) Рассчитайте $П_c$ и определите направление самопроизвольного процесса при концентрациях: $c(N_2O_4)$ = 0,1 моль/л, $c(NO_2)$ = 0,1 моль/л; б) Какой по тепловому эффекту является эта реакция, если при повышении температуры константа равновесия уменьшается.
2. Для реакции $2SO_3 \rightleftarrows 2SO_{2\,(газ)} + O_{2\,(газ)}$ константа равновесия (K_c) при 950 °С равна 0,0125. а) Определите, в каком направлении будет протекать реакция, если смесь газов имеет следующий состав (моль/л): $c(SO_3)$ = 1; $c(SO_2) = c(O_2)$ = 0,1.

Ответ подтвердите расчетом $П_c$. б) Определите направление протекания этой реакции при стандартных условиях. Ответ подтвердите, исходя из значения K_c.

IV. Кинетические уравнения реакций. Расчет скорости реакции, константы скорости и концентрации реагентов по кинетическому уравнению. Время полупревращения.

Примеры:

1. Константа скорости реакции гидролиза аспирина A + H_2O → B + C (реакция первого порядка) при 35 °C равна $1{,}5\cdot10^{-3}$ $час^{-1}$. Рассчитайте: а) время полупревращения реакции, б) скорость реакции гидролиза при концентрации аспирина 0,04 моль/л.
2. Константа скорости реакции $2HI_{(газ)} \rightarrow H_{2\,(газ)} + I_{2\,(газ)}$ второго порядка при 600 °C равна 0,03 л/моль·мин. Рассчитайте: а) начальную скорость реакции при концентрации иодоводорода 0,8 моль/л; б) скорость реакции, когда в 1 литре реакционной смеси образуется 0,2 моль иода.
3. Гидролиз сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11\,(р\text{-}р)} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_{6\,(р\text{-}р)} + C_6H_{12}O_{6\,(р\text{-}р)}$ является реакцией первого порядка. Константа скорости при 25 °C равна $3{,}45\cdot10^{-3}$ $час^{-1}$. Рассчитайте: а) скорость реакции при концентрации сахарозы 0,4 моль/л; б) за какое время концентрация сахаолзы в растворе уменьшится в 2 раза.
4. Константа скорости реакции $CO_{2\,(р\text{-}р)} + H_2O_{(ж)} \rightarrow H_2CO_{3\,(р\text{-}р)}$ при 25 °C (реакция первого порядка) равна 0,03 $с^{-1}$, температурный коэффициент скорости равен 2. Рассчитайте при 45 °C: а) скорость реакции при $c(CO_2)$ = 1,2 ммоль/л; б) период полупревращения реакции.

Тема. **Сильные и слабые электролиты в биологических жидкостях. Протолитические равновесия, pH в растворах различных типов электролитов.**

Пример:

Имеются 0,04 М водные растворы: 1) $[C_2H_5NH_3]Cl$ и 2) K_2CO_3.

а) Укажите тип каждого из электролитов, напишите протолитические равновесия в каждом растворе и качественно оцените характер среды.

б) Приведите формулы для расчета pH этих растворов и рассчитайте их значения, если $pK_{BH^+}(C_2H_5NH_2)$ = 10,63; $pK_{a1}(H_2CO_3)$ = 6,36; $pK_{a2}(H_2CO_3)$ = 10,33.

Другие варианты могут содержать пары веществ (кислот, оснований, солей) из таблицы:

№	а	б	№	а	б
1	HCOOH	K_3PO_4	12	$(CH_3)_3N$	NH_4NO_2
2	NH_3	$NaHCO_3$	13	$ClCH_2COOH$	KF
3	HNO_2	$[CH_3NH_3]Cl$	14	NH_3	Na_2CO_3
4	CH_3NH_2	NaH_2PO_4	15	$H_2C_2O_4$	KCN
5	H_2SO_3	$NaNO_2$	16	$C_2H_5NH_2$	Na_2HPO_4
6	$C_2H_5NH_2$	NH_4Br	17	C_2H_5COOH	NH_4F
7	HF	CH_3COONa	18	CH_3NH_2	$HCOONH_4$
8	$(CH_3)_2NH$	KHS	19	H_2CO_3	HCOONa
9	H_2S	C_6H_5COONa	20	$C_6H_5NH_2$	HCN
10	$C_6H_5NH_2$	$NaHSO_3$	21	C_6H_5COOH	K_2S
11	CH_3COOH	$Na_2C_2O_4$	22	C_6H_5OH	$NaHC_2O_4$

Тема. **Буферные системы: состав, принцип действия и роль в организме. Буферные системы крови. Явления ацидоза и алкалоза.**

Примеры:

1. Ацетатный буфер получен при смешивании равных объемов 0,3 М раствора CH_3COOH ($pK_a = 4{,}76$) и 0,1 М раствора NaOH. Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение; б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении небольшого количества щелочи.
2. Гидрофосфатный буфер получен при смешивании 100 мл 0,1 М раствора K_2HPO_4 и 500 мл 0,1 М раствора KH_2PO_4. Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение (для H_3PO_4 $pK_{a1} = 2{,}12$; $pK_{a2} = 7{,}20$; $pK_{a3} = 12{,}44$), б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении небольшого количества сильной кислоты.
3. Карбонатный буфер получен при смешивании 250 мл 0,1 М раствора $KHCO_3$ и 500 мл 0,2 М раствора K_2CO_3 (для H_2CO_3 $pK_{a1} = 6{,}36$; $pK_{a2} = 10{,}33$). Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение, б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении сильной кислоты.
4. В 1 л аммиачного буфера содержится 0,1 моль NH_3 и 0,5 моль NH_4Cl (для NH_3: $pK_{BH^+} = 9{,}25$). Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение, б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении щелочи.

Тема. **Гетерогенные равновесия и равновесия в растворах комплексных соединений, их роль в организме. Основы хелатотерапии**.

Примеры:

1. Даны константы растворимости: $K_{ПР}(CuCrO_4) = 4\cdot10^{-6}$, $K_{ПР}(CaCrO_4) = 7\cdot10^{-4}$.
   а) Напишите уравнения гетерогенных равновесий и выражения $K_{ПР}$ для этих солей. б) Определите, будут ли выпадать осадки при сливании равных объемов 0,02 М растворов $CuCl_2$ и $CaCl_2$ с равным объемом раствора K_2CrO_4 такой же концентрации. Ответ подтвердите расчетом $П_с$.
2. Для малорастворимого электролита $MgCO_3$ $K_{ПР} = 7\cdot10^{-6}$.
   а) Напишите уравнение гетерогенного равновесия и выражение $K_{ПР}$ для этой соли. б) Рассчитайте массу (г) $MgCO_3$, которая находится в 1 л его насыщенного раствора.
3. Даны константы растворимости: $K_{ПР}(MgCO_3) = 7\cdot10^{-6}$ и $K_{ПР}(PbCO_3) = 7\cdot10^{-14}$.
   а) Напишите уравнения гетерогенных равновесий и выражения $K_{ПР}$ для этих солей. б) Рассчитайте, молярная растворимость какой из солей больше и во сколько раз.
4. Для малорастворимого электролита CaC_2O_4 $K_{ПР} = 2\cdot10^{-9}$.
   а) Напишите уравнение гетерогенного равновесия и выражение $K_{ПР}$ для этой соли. б) Рассчитайте массу (г) ионов кальция, которая находится в 1 л его насыщенного водного раствора.

5. Для комплексного соединения $K_2[Zn(OH)_4]$ $K_{уст} = 5 \cdot 10^{17}$.
   а) Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность.
   б) Запишите равновесие образования комплексного иона и выражение $K_{уст}$. Рассчитайте концентрацию ионов Zn^{2+} после добавления к 1 л 0,01 М раствора $Zn(NO_3)_2$ 0,14 моль KOH.
6. При добавлении к 1 л 0,01 М раствора $AlCl_3$ 0,07 моль KF концентрация ионов Al^{3+} в растворе уменьшилась в $8 \cdot 10^7$ раз. а) Напишите уравнение реакции комплексообразования в ионном виде, считая, что координационное число алюминия равно 6. б) Запишите выражение $K_{уст}$ и рассчитайте ее величину.
7. Для комплексного соединения $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ $K_{уст} = 2{,}1 \cdot 10^{13}$.
   а) укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность.
   б) Запишите равновесие образования комплексного иона и выражение $K_{уст}$. Рассчитайте концентрацию ионов Cu^{2+} после пропускания в 1 л 0,01 М раствора $CuCl_2$ 0,14 моль NH_3.
8. Для комплексного соединения $[Co(en)_3]Cl_2$ (*en* = $NH_2CH_2CH_2NH_2$) $K_{уст} = 8{,}7 \cdot 10^{13}$, а) укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность; б) запишите уравнения диссоциации, выражение $K_{уст}$ и рассчитайте концентрацию ионов кобальта в 0,01 М растворе комплексного соединения при избытке *en* 0,01 М.

Тема. **Восстановительные и мембранные потенциалы. Окислительно-восстановительные процессы в биологических системах, направление их пртекания и роль в жизнедеятельности организма**.

Примеры:

1. Для системы $MnO_{2\,(тв.)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$ E^0 ($MnO_{2\,(тв.)}$, $4H^+$ /Mn^{2+}) = + 1,23 В.
   а) Запишите уравнение Нернста-Петерса для этой системы. Как изменится восстановительный потенциал этой системы при увеличении pH раствора?
   б) Определите возможность самопроизвольного протекания реакции $MnO_{2\,(тв.)} + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$ в указанном направлении в стандартных условиях, если E^0 ($Cl_{2\,(г)}$/$2Cl^-$) = + 1,36 В. Ответ подтвердите расчётом ЭДС.
2. Для реакции $HC(O)H + НАДН + H^+ \rightarrow CH_3OH + НАД^+$
   $E^{0\prime}$ ($НАД^+$,H^+/ НАДН) = –0,320 В, $E^{0\prime}$ (HC(O)H, $2H^+$/ CH_3OH) = –0,216 В.
   а) Рассчитайте $\Delta G^{0\prime}_{310}$ этой реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания в указанном направлении в стандартных *биологических* условиях.
   б) Напишите уравнение Нернста-Петерса для системы, являющейся восстановителем и определите, как изменится ее потенциал при уменьшении концентрации окисленной формы.
3. Для системы $CH_3C(O)COO^-$ (пируват) + $2H^+$ + 2 e– ⇄ $CH_3CH(OH)COO^-$ (лактат)
   E^0 (пируват, $2H^+$/лактат) = +0,228 В. а) Запишите уравнение Нернста-Петерса. Как изменится потенциал этой системы при уменьшении концентрации пирувата? Как называется этот потенциал? б) Определите возможность самопроизвольного протекания реакции $CH_3C(O)COO^- + H^+ + НАДН \rightarrow CH_3CH(OH)COO^- + НАД^+$ в стандартных биологических условиях, если $E^{0\prime}$ ($НАД^+$,H^+/ НАДН) = –0,320 В. Ответ подтвердите расчётом ЭДС.
4. Для реакции $CH_3C(O)H + H_2O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$ $E^{0\prime}$ (H_2O_2,$2H^+$/ H_2O) = +1,360 В, $E^{0\prime}$ (CH_3COOH,$2H^+$/$CH_3C(O)H$) = –0,532 В. а) Рассчитайте $\Delta G^{0\prime}_{310}$ этой реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания в стандартных

биологических условиях. б) Напишите уравнение Нернста-Петерса для системы, являющейся окислителем и определите, как изменится величина ее потенциала при уменьшении pH раствора.

Тема. **Основы строения и реакционной способности органических соединений**

Примеры:

Допишите уравнения реакций (даны 8 реакций):

реакции S_R, A_E, S_E, S_N, E, (для атома **C** в Sp^3 -гибридизации), A_N, S_N (для карбонильных соединений и их производных);

Для каждой реакции укажите ее название (галогенирование, гидрогалогенирование, пероксидное окисление, гидратация, гидролиз, дезаминирование, алкилирование, ацилирование и т. д.); назовите продукты или укажите их класс; укажите тип реакции (S_R, A_E, S_E, A_N и т. д). Для одной из них предложите схему механизма.

Стереоизомерия органических соединений. Определить конфигурацию асимметрического центра в молекуле (*D* или *L*; *R* или *S*).